47693

ÉLÉMENTS

DE CHIMIE,

APPLIQUÉE

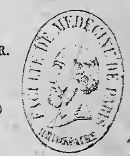
A LA MEDECINE ET AUX ARTS;

PAR M. ORFILA.

QUATRIÈME ÉDITION,

REVUE, CORRIGÉE ET AUGMENTÉE.

TOME PREMIER.



47693

47693

PARIS,

BAILLIÈRE, GABON ET Cie, VILLERET ET Cie, LIBRAIRES,

RUE DE L'ÉCOLE DE MÉDECINE;

CROCHARD, RUE DE SORBONNE, No 3.

1828.

FIN DE LA TABLE DU TOME PREMIER.

DESCRIPTION

DE QUELQUES INSTRUMENTS

EMPLOYÉS EN CHIMIE.

Alambic de cuivre. L'alambic est un ustensile que l'on emploie dans la distillation de certaines substances liquides ou solides. Il se compose de trois parties essentielles. 1° de la cucurbite; 2° du chapiteau; 3° du serpentin. La cucurbite est représentée, fig. 1, pl. 1re, *A* est la partie dans laquelle on met les substances que l'on veut distiller. *E* est l'ouverture au moyen de laquelle on introduit les liquides. On voit le chapiteau fig. 2; *gg* est un tuyau incliné, connu sous le nom de *bec; ee, ff,* partie supérieure du chapiteau creuse, dans laquelle on met des matières peu conductrices de la chaleur, telles que du charbon pilé, qui s'oppose à la condensation des vapeurs dans cette partie : sans cette précaution, la vapeur refroidie et liquéfiée retomberait dans la cucurbite. *I*, ouverture propre à livrer passage aux liquides que l'on veut introduire dans l'alambic. La figure 3 représente le serpentin. *SS* est un seau de cuivre étamé, destiné à être rempli d'eau froide. *CC'C''*, tuyau en étain, contourné en spirale, et fixé dans le seau. *S. C*, extrémité recevant le bec *gg* de la fig. 2.

Lorsqu'on veut se servir de l'alambic, on place la cucurbite sur un fourneau; on introduit le liquide en *A*, fig. 1re; on met le chapiteau *P*, fig. 2, sur la cucurbite; on fait arriver le bec *gg* dans le tube *C* de la fig. 3, et l'extrémité *C''* dans un vase propre à recevoir le liquide volatilisé; on remplit d'eau froide le seau de ce serpentin *ss;* on introduit du

charbon pilé dans la partie *ee, ff* de la fig. 2, et on chauffe la cucurbite; le liquide se volatilise, la vapeur traverse le tuyau du serpentin, et se condense en un liquide qui va se rendre dans le vase qui communique avec *C''*, fig. 3. Il est essentiel que l'eau du serpentin soit renouvelée à mesure qu'elle s'échauffe: pour cela, on retire celle qui est déjà chaude au moyen du robinet *d*.

Lorsqn'on veut distiller à une température au-dessous de celle de l'eau bouillante, on se sert du bain-marie *B*, fig. 4; on place la cucurbite *A* sur le fourneau; dans celle-ci on met le bain-marie *B* contenant la substance que l'on veut distiller; on introduit de l'eau dans la cucurbite *A* au moyen de l'ouverture *E*; on monte l'appareil comme précédemment, et on chauffe; il est aisé de voir que, dans ce cas, le bain-marie n'est échauffé que par l'eau de la cucurbite *A*; on renouvelle cette eau à mesure qu'elle s'évapore.

Alambic de verre. Il est composé de deux parties (*voyez* fig. 5 et 6): *A* est la cucurbite; *C*, le chapiteau; *E*, le bec qui s'adapte à un flacon dans lequel on reçoit le liquide distillé. On n'emploie guère cet alambic que pour les distillations que l'on veut faire sur le bain de sable.

Alonge (fig. 6 et 8). Instrument de verre dont on se sert pour éloigner les récipients du feu; on le fait communiquer par une de ses extrémités avec la cornue, et par l'autre avec le récipient.

Bain de sable. Le bain de sable consiste en un vase de fer ou de terre dans lequel on met du sable; il est rarement employé aujourd'hui; on s'en servait autrefois dans les évaporations et dans quelques distillations.

Chalumeau (*voyez* fig. 9). Instrument en cuivre jaune, en argent ou en verre, composé d'un tube *a b* courbé en *b*, renflé en boule, et terminé par une pointe *d*: on s'en sert pour chauffer ou fondre différentes matières; on place ces matières dans une cavité pratiquée dans un morceau de charbon; on souffle par l'extrémité *a*, de manière à ce que le courant d'air qui sort en *d* soit porté sur la flamme d'une chandelle, et celle-ci sur la matière que l'on veut échauffer; pendant le temps de l'insufflation on respire par le nez.

Cloches (pl, 2. fig. 10, 11 et 12). Vases de verre gradués ou non, avec ou sans robinet, ouverts par leur base, offrant quelquefois des ouvertures latérales : on s'en sert pour recueillir les gaz, les mesurer, etc.

Cloche courbe (fig. 40, pl. 4).

Creusets. Vases de terre, d'argent ou de platine (fig. 14, 15 et 16), dans lesquels on opère des fusions, des décompositions, etc.; on leur donne le nom de *creusets brasqués* lorsque leur cavité est remplie d'un mélange fait avec du charbon pulvérisé et un peu d'argile détrempée, et que l'on pratique un creux dans ce mélange.

Cuve pneumato-chimique. Vaisseau en bois, doublé en plomb, qui sert à recueillir les gaz insolubles ou peu solubles dans l'eau (*voyez* fig. 20, pl. 2); *FF* est une caisse soutenue par quatre pieds en bois; *LGHI*, table plus basse que les bords supérieurs de la cuve, sur laquelle on met les cloches; *LGKS*, fosse de la cuve; *TT*, petite table offrant vers son milieu une ouverture circulaire *N*, au-dessus de laquelle on place les cloches qui doivent recevoir les gaz; *M*, échancrure par laquelle passe le tube qui conduit le gaz dans la cloche (*voyez* fig. 18); *TT* (fig. 21), tablette vue plus en grand; *R*, robinet à l'aide duquel on peut vider la cuve.

Fig. 19, plan de la cuve; fig. 18, coupe de la cuve.

Cuve hydrargyro-pneumatique. Cuve à mercure (fig. 23, pl. 2). Cette cuve est en marbre ou en pierre dure; *AA*, vaisseau de marbre dans lequel on met du mercure, et qui est supporté par des pieds *PP*; *EFGH*, table de la cuve, que l'on voit représentée fig. 24; KL, cavité ou fosse de la cuve; *NN*, fig. 26, rainure semblable à celle de la fig. 21, dans laquelle entre une planchette. Fig. 25, *II*, coupe d'une rainure suivant la ligne *AB*. Fig. 25 et 26, *OP*, trou fait dans l'épaisseur du marbre, dans lequel on met le tube gradué contenant le gaz que l'on veut mesurer. Fig 26, *R*, échancrure garnie d'une glace, à l'aide de laquelle on peut aisément observer la hauteur du mercure dans le tube gradué dont nous venons de parler.

Éprouvette (fig. 12, pl. 2). Vase de verre ou de cristal, en général beaucoup plus long que large.

Fourneau évaporatoire. Il n'est formé que d'une seule pièce (fig. 27, pl. 3). *AA*, foyer destiné à recevoir le charbon; *BB*, cendrier dans lequel tombent les cendres; *C*, porte du foyer; *D*, porte du cendrier; *EE*, échancrures propres à livrer passage à l'air; *GG*, grille du fourneau.

Fourneau à réverbère (fig. 28 et 29). Il est composé de trois pièces: la plus inférieure contient le cendrier et le foyer; la moyenne porte le nom de *laboratoire;* la supérieure est le réverbère ou le dôme. *AA*, foyer dont on voit la grille, *OO* (fig. 29); *BB*, cendrier; *CD*, portes du foyer et du cendrier; *EE*, laboratoire s'adaptant au foyer *AA*; *FF*, dôme surmonté d'une cheminée *G*, à l'aide de laquelle la chaleur est réfléchie sur la cornue *HH*, placée dans le laboratoire (fig. 28); *TT* (fig. 29), barres de fer sur lesquelles pose la cornue; *LL*, échancrure par laquelle sort le col de la cornue *HH*.

Fourneau de coupelle. Fourneau quadrangulaire en terre, que l'on emploie pour séparer l'or et l'argent par la coupellation. Fig. 31, pl. 3, plan et élévation du fourneau; fig. 33, parties du fourneau séparées, vues sur le côté. Fig. 31, *LL*, cendrier; *G''*, porte du cendrier; *EE*, laboratoire; *E'E'*, foyer reçu par sa partie inférieure dans l'entaille *MM* du cendrier; *XX*, fig. 33, grille en terre appuyée sur les parois du foyer *E'E'*. Fig. 31, *G'*, porte antérieure du foyer; il y en a deux autres latérales; *G*, porte qui sert à fermer l'ouvertnre d'un petit four connu sous le nom de *mouffle*. Fig. 32, mouffle vu de face et contenant deux coupelles *aa*. Fig. 33, *A*, mouffle placée dans le fourneau; *U* (fig. 33), tablette en terre servant à approcher ou à éloigner la porte *G* du mouffle; *HH* (fig. 31), ouvertures par lesquelles on introduit une tige de fer qui sert à faire tomber le charbon dans l'intérieur du fourneau; *NN*, dôme; *O*, porte fermant une ouverture appelée *gueulard*, par laquelle on charge le fourneau; *SS* (fig. 30), crochet à l'aide duquel on ouvre le gueulard; *RR*, cheminée du dôme.

Fourneau de coupellation elliptique, de MM. Anfrye et Darcet (fig. 34, pl. 3); plan et élévation de ce fourneau. Fig. 36, parties de ce fourneau séparées et vues sur le côté.

Fig. 35, grille en terre qui sépare le foyer du cendrier. Fig. 36, *M*, mouffle assujetti avec de la terre à la paroi antérieure du fourneau ; *G*, porte du mouffle.

Fourneau de forge (fig. 37, pl. 3). *EEEE*, mâçonnerie en brique ; *FF*, foyer ; *GG*, grille ; *H*, creuset supporté par un fromage *I* ; *KK*, cendrier ; *LL*, tuyau apportant le vent d'un soufflet ; *MM*, grille trouée, à l'aide de laquelle le vent du soufflet se distribue également dans l'intérieur du fourneau. On emploie ce fourneau lorsqu'on veut produire un très grand degré de chaleur.

Laboratoire (pl. 4, fig. 39), *AA*, Hotte ; *DD*, paillasse ; *EE*, fourneaux carrés ; *LL*, forge ; *SS*, soufflet à deux vents.

Lut. Mélange que l'on emploie, soit pour boucher les ouvertures des appareils, soit pour recouvrir la surface des cornues, des tuyaux, etc., qui doivent supporter un très grand degré de chaleur. 1re *Espèce de lut*. Farine de graine de lin et colle d'amidon. 2e *Espèce*. Lut gras, fait avec de l'argile et de l'huile siccative. 3e *Espèce*. Blanc d'œuf et chaux. 4e *Espèce*. Argile, sable tamisé et de l'eau : on se sert de celui-ci pour recouvrir les tuyaux de porcelaine et de fer, les cornues de grès, etc. 5e *Espèce*. Caséum frais, parfaitement lavé et desséché, 1 partie ; chaux vive, 4 parties : on fait une pâte avec de l'eau. On l'emploie de suite, car il durcit très promptement. Il est propre à raccomoder les vases de porcelaine brisés, à luter les appareils, etc.

Pipette (fig. 41, pl. 4). Instrument de verre dont on se sert pour décanter, par aspiration, les petites quantités de liquide qui surnagent un précipité.

Tube de sûreté à boule (fig. 55, pl. 9). Il est formé d'un tube simple recourbé *aTx*, auquel on a soudé en *S* un autre tube recourbé *SPR*, terminé en *R* par un entonnoir, et offrant en *P* une boule que l'on remplit à moitié d'eau ou de mercure. Nous allons faire sentir la nécessité des tubes de sûreté dans les opérations chimiques. Que l'on fasse du feu (fig. 55, pl. 9) sous la cornue *C*, dans laquelle on a mis des substances propres à fournir un produit quelconque, et supposons qu'au lieu du tube à boule on se serve d'un tube

simple, on obtiendra des gaz, des liquides, etc.; l'air de l'appareil, raréfié par la chaleur, se dégagera en totalité, ou du moins en grande partie, au moment où l'opération sera terminée, ou dans tout autre moment; si la température de l'appareil diminue sensiblement, une partie de l'eau qui se trouve dans la cloche *O* rentrera rapidement dans le ballon *B*, et, de celui-ci, passera dans la cornue; non seulement les produits de l'opération pourront être altérés ou perdus, mais encore l'appareil pourra être brisé par son contact subit avec un liquide froid; ce phénomème dépend du refroidissement de l'appareil, qui peut être considéré comme étant vide; alors, en vertu de la pression atmosphérique sur le liquide de la cloche, ce liquide s'introduit dans le ballon, etc.; or le tube à boule empêche cet effet. Voyons comment il agit : à mesure que le gaz de l'intérieur de l'appareil se condense par le refroidissement, et que le liquide de la cloche tend à monter dans la branche *Tx* du tube, à raison de la pression de l'air extérieur, l'air atmosphérique presse avec la même force sur le liquide contenu dans la branche *Rr* du tube, et le fait descendre autant qu'il le fait monter dans la branche *Tx*; un moment arrive où l'eau de la branche *Rr* est poussée par l'air jusqu'en *q*; alors l'air, beaucoup moins pesant que l'eau, traverse le liquide contenu dans la boule du tube de sûreté et se rend dans le ballon : en sorte que le gaz de celui-ci n'est plus aussi raréfié qu'il était. Cet effet se succède sans cesse, et bientôt l'intérieur de l'appareil se trouve contenir de l'air qui pèse autant que celui du dehors.

Tubes de sûreté droits (pl. 9, fig. 58). On peut remplacer les tubes à boule par des tubes droits *xx*, qui plongent d'une ou deux lignes dans l'eau. A mesure que le refroidissement de l'appareil a lieu, l'air extérieur entre par ces tubes, et s'oppose à l'absortion de l'eau du flacon *C* dans celle du flacon *B*.

ÉLÉMENTS

DE CHIMIE.

PREMIÈRE PARTIE.

NOTIONS PRÉLIMINAIRES SUR LES CORPS ET SUR LES PARTIES QUI LES COMPOSENT.

On donne le nom de corps à tout ce qui frappe un ou plusieurs de nos sens. Les corps se présentent sous trois états : ils sont *solides*, *liquides* ou *aériformes*. Ils sont *élémentaires* ou *composés* : les premiers, appelés encore *principes* ou *éléments*, ne renferment qu'une sorte de matière : ainsi, quels que soient les procédés que l'on emploie, on ne retire que des parties de plomb ou d'or d'un morceau de l'un ou de l'autre de ces métaux, que l'on regarde comme des éléments. Les corps *composés*, au contraire, renferment au moins deux sortes de matière : supposons que l'on ait fondu ensemble du plomb et de l'or, la masse que l'on a obtenue contient ces deux métaux.

Les anciens ne reconnaissaient que quatre corps élémentaires, l'*eau*, l'*air*, la *terre*, et le *feu*; aujourd'hui on en admet *cinquante-cinq*, parmi lesquels on ne compte plus, avec raison, ni l'eau, ni l'air, ni la terre, que l'on a démontré être des corps composés. Si l'on suppose, ce qui est réel, que ces divers éléments puissent s'unir deux

à deux, trois à trois, quatre à quatre, on concevra sans peine la possibilité de donner naissance à tous les corps composés que l'on trouve dans la nature.

Le nombre des corps élémentaires pourra être augmenté ou diminué d'après les progrès ultérieurs de la science : ainsi, peut-être verra-t-on par la suite qu'un ou plusieurs des corps regardés actuellement comme élémentaires, sont au contraire des corps composés; il est probable aussi que, par de nouvelles recherches, on parviendra à découvrir des corps nouveaux qui, ne pouvant pas être décomposés, devront être rangés parmi les éléments : d'où il suit qu'en fixant le nombre de ces derniers à cinquante-cinq, nous ne prétendons pas dire qu'il soit exact, mais seulement qu'il est tel dans l'état actuel de la science.

Noms des corps élémentaires.

Fluides impondérables.

1. Calorique.
2. Lumière.
3. Fluide électrique.

Corps pondérables.

4. Oxygène.
5. Hydrogène.
6. Bore.
7. Carbone.
8. Phosphore.
9. Soufre.
10. Sélénium.
11. Iode.
12. Phtore.
13. Brôme.
14. Chlore.
15. Azote.
16. Silicium.
17. Zirconium.
18. Aluminium.
19. Yttrium.
20. Glucinium.
21. Magnésium.
22. Calcium.
23. Strontium.
24. Baryum.
25. Sodium.
26. Potassium.
27. Lithium.
28. Manganèse.
29. Zinc.
30. Fer.
31. Étain.

Corps pondérables.

32. Arsenic.
33. Molybdène.
34. Chrome.
35. Tungstène.
36. Columbium.
37. Antimoine.
38. Urane.
39. Cérium.
40. Cobalt.
41. Titane.
42. Bismuth.
43. Cadmium.
44. Cuivre.
45. Tellure.
46. Plomb.
47. Mercure.
48. Nickel.
49. Osmium.
50. Argent.
51. Or.
52. Platine.
53. Palladium.
54. Rhodium.
55. Iridium.

Un corps *élémentaire* doit être considéré comme étant formé d'une multitude de très petites parties semblables ou homogènes et invisibles, que l'on désigne sous le nom de *molécules intégrantes*, de *particules*, ou d'*atomes*. Il en est de même d'un corps *composé :* ainsi, par exemple, le composé d'or et de plomb dont nous avons parlé résulte de l'assemblage d'un très grand nombre de molécules intégrantes; mais chacune de ces molécules en renferme deux autres de différente nature, l'une d'or, l'autre de plomb, que l'on désigne sous le nom de *constituantes*.

On ne peut expliquer les divers phénomènes naturels sans admettre l'existence d'une force que Newton a appelée *attraction*. Cette force agit sur les molécules des corps, mais à des distances trop petites pour être saisies par nos sens : on lui donne le nom de *cohésion* lorsqu'elle réunit des molécules intégrantes ou homogènes, et celui d'*affinité* quand elle s'exerce entre les molécules constituantes ou hétérogènes. Il est donc évident que lorsque deux corps différents s'uniront pour en former un troisième, ce sera en vertu de l'*affinité ;* on dit, dans ce cas : *les deux corps se sont combinés*, *ils ont réagi*, ou bien *ils*

ont exercé l'un sur l'autre une action, en vertu de leur affinité réciproque, etc.

De la cohésion.

La force de cohésion n'est pas la même dans les différents corps ; elle est plus grande dans les solides que dans les liquides, et nulle dans ceux qui sont aériformes. On peut, en quelque sorte, la mesurer par l'effort qu'il faut faire pour désunir les molécules intégrantes des corps. Il est évident que c'est à cette force que l'on doit attribuer leur solidité, puisqu'il suffit de la diminuer pour les rendre liquides, et de la détruire pour les faire passer à l'état aériforme.

De l'affinité.

1° L'affinité, ou la force qui réunit les molécules constituantes des corps, ne s'exerce qu'entre deux, trois ou quatre espèces de molécules différentes ; en effet, on ne connaît guère de composé plus compliqué que le *quaternaire* ; mais elle peut s'exercer entre des corps qui sont tous solides, liquides ou aériformes, ou bien entre des corps solides et des corps liquides, entre des corps solides et des corps aériformes, ou enfin entre ceux-ci et des corps liquides. On ne peut pas dire qu'un corps *A* ait de l'affinité pour tous les corps connus ; mais on peut affirmer qu'il en a pour un certain nombre.

2° Lorsque les corps se combinent, il se produit presque toujours de la chaleur ou du froid, et souvent il se dégage de la lumière. Il suffit, pour expliquer ce dégagement de lumière, de savoir que tous les corps sont lumineux lorsqu'ils sont exposés à une chaleur cinq fois aussi forte que celle de l'eau bouillante.

3° Souvent un composé *A B* jouit de propriétés différentes de celles de *A* et de *B* ; souvent ces propriétés sont

simplement modifiées. Ainsi, il peut arriver que le composé *A B* soit solide, tandis que ses éléments *A B* sont aériformes ou liquides ; qu'il ait une saveur caustique et une couleur remarquable, tandis que *A* et *B* sont insipides et incolores ; enfin qu'il ait une saveur salée, agréable, nullement malfaisante, tandis que celle de *A* et de *B* est des plus caustiques et des plus meurtrières. Quelquefois cependant les propriétés des composés diffèrent très peu de celles des composants : c'est ce qui arrive lorsque ceux-ci ont peu d'affinité.

4° Un corps *A* peut se combiner en diverses proportions avec un autre corps *B*, et donner des composés différents : ainsi, le produit formé de *A* et d'une partie de *B* jouira d'autres propriétés qu'un composé d'une partie de *A* et de deux ou trois parties de *B*.

5° L'affinité d'un corps *A* pour une série d'autres corps n'est pas la même ; ainsi, il pourra en avoir beaucoup pour un corps *B*, moins pour *C*, *D*, etc.

6° Deux corps solides doués d'un certain degré d'affinité l'un pour l'autre se combineront, en général, avec d'autant plus de facilité, qu'ils auront moins de *cohésion* : nous pouvons citer pour exemple l'or et le plomb, que l'on ne peut pas combiner lorsqu'ils sont en poudre fine, et dont la combinaison s'opère aisément quand ils ont été fondus. Il en est de même, en général, de la combinaison d'un corps solide avec un corps liquide ou aériforme.

7° La *chaleur*, qui diminue la cohésion des corps, doit donc favoriser l'affinité, et par conséquent les combinaisons ; cependant on serait induit en erreur, si l'on admettait ce principe sans restriction : en effet, il peut arriver qu'un corps *A*, qui se combine très bien à froid avec un corps *B*, non-seulement n'agisse point sur lui si on le chauffe, mais encore que le composé *A B*, soumis à l'action de la chaleur, se décompose en *A* et en *B*, la *lumière* agit, dans un très grand nombre de cas, comme la chaleur.

8° Les *liquides* pouvant, dans beaucoup de circonstances, diminuer la *cohésion* des solides en les dissolvant, doivent, comme la chaleur, favoriser l'affinité et les combinaisons : deux corps solides *A* et *B*, qui n'exercent aucune action l'un sur l'autre, peuvent se combiner aisément lorsqu'on les dissout dans l'eau.

9° L'état d'*électricité* vitrée ou résineuse dans lequel se trouvent les molécules constituantes des corps, influe *puissamment* sur l'action qu'elles exercent les unes sur les autres, et par conséquent sur les combinaisons, comme nous l'établirons en parlant du fluide électrique.

10° Si l'on suppose qu'un corps *A* puisse se combiner avec trois proportions de *B*, de manière à former trois composés *AB*, *ABB*, *ABBB*; dans le premier composé, *B* sera beaucoup plus fortement attiré par *A* que dans le second, et à plus forte raison que dans le troisième : l'*affinité* qui s'exerce entre ces deux corps variera donc suivant qu'il y aura une, deux ou trois *quantités* de *B*.

Il résulte de ce qui vient d'être établi, que lorsque les corps réagissent les uns sur les autres pour se combiner, on doit, pour concevoir les phénomènes qu'ils présentent, avoir égard, 1° à leur *affinité ;* 2° au degré de *cohésion* de leurs molécules, et à celui du composé auquel ils donnent naissance; 3° à leurs *quantités ;* 4° à leur degré de *chaleur ;* 5° à leur état *électrique*, et souvent même au degré de *pression* auquel ils sont soumis.

Ces résultats, dont la plupart sont dus au savant auteur de la *Statique chimique*, nous conduisent naturellement à donner une définition de la science dont nous allons nous occuper. La chimie *a pour objet de déterminer l'action que les corps simples ou composés exercent les uns sur les autres, en vertu d'un certain nombre de forces, et de faire connaître leur nature et les moyens de les obtenir.*

On a donné le nom de *synthèse* à l'opération qui consiste à combiner les corps pour en faire d'autres plus composés ; tandis qu'on a appelé *analyse* l'opération inverse, dans laquelle on obtient les éléments d'un composé en le décomposant.

1° Si l'on met un corps composé *A B* en contact avec un autre corps *C*, on observera l'un des trois phénomènes suivants : *C* pourra se combiner avec *A B*, et donner naissance à un composé plus complexe *A B C*, ou bien il n'exercera aucune action sur *A B*, ou enfin il le décomposera. Supposons ce dernier cas, *C* pourra s'emparer de *A*, former un composé *A C* et mettre *B* à nu ; *vice versâ*, il pourra s'emparer de *B*, donner naissance à un produit *B C*, et séparer *A*. Si le corps séparé a beaucoup de cohésion et ne peut rester uni avec le nouveau composé formé, il se précipitera ; tandis qu'il se volatilisera si ses molécules jouissent d'une grande force expansive ; il pourra même rester en dissolution, si on opère sur un liquide, et qu'il y soit soluble.

2° Supposons maintenant un composé *A B* sur lequel les corps *C* et *D*, pris isolément, n'aient aucune espèce d'action ; réunissons *C* à *D*, de manière à avoir le composé *C D*. Ce composé peut encore être sans action sur *A B* ; mais il peut souvent en exercer une très remarquable. Il peut, en se décomposant, décomposer *A B*.

A B.
C D.

En effet, il peut en résulter deux nouveaux composés *A D*, *C B*, ou bien deux autres *A C*, *B D*, etc.

Nous croyons inutile de répéter que ces diverses décompositions ont lieu en vertu de deux, trois ou un plus grand nombre des forces dont nous avons parlé ; notre intention ici est d'énoncer simplement le fait, parce qu'il nous sera utile par la suite. Nous reviendrons, à la fin de cet ouvrage,

sur chacune de ces forces et sur leur degré d'énergie : nous croyons pouvoir le faire alors d'une manière assez simple, et nullement abstraite, avantage que nous n'aurions pas dans ce moment.

Sur les lois qui président à la composition des corps.

1. Lorsque les corps ont peu d'affinité entre eux, ils se combinent en un très grand nombre de proportions, comme on le voit en mettant diverses quantités de sucre ou de sel dans l'eau : on dit alors que les combinaisons de ces corps sont indéfinies.

Ils ne peuvent, au contraire, se combiner qu'en un très petit nombre de proportions et dans un rapport fort simple, s'ils ont beaucoup d'affinité : ils forment alors des combinaisons que l'on appelle *définies* : nous croyons devoir développer cette dernière proposition avec soin. On pourrait citer un nombre prodigieux d'expériences, pour prouver que les corps doués d'une très grande affinité ne se combinent le plus souvent qu'en une, en deux ou en trois proportions, rarement en quatre, et plus rarement encore en cinq : cette vérité sera mise hors de doute par la suite. Démontrons maintenant que les proportions dans lesquelles ces corps se combinent sont dans un rapport fort simple.

La composition des corps formés de deux éléments est soumise à une loi remarquable, dont M. Berzelius a fait connaître toute la généralité par des expériences multipliées, et que l'on peut énoncer ainsi : *lorsque deux corps sont susceptibles de s'unir en diverses proportions, ces proportions sont constamment le produit de la multiplication par* $1\frac{1}{2}$, 2, 3, 4, etc., *de la plus petite quantité d'un des corps, la quantité de l'autre corps restant toujours la même.* Ainsi, en supposant qu'il existe quatre com-

posés d'oxygène (1) et de manganèse (2), et que le moins oxygéné de ces composés soit formé de 100 parties de manganèse, et de 14,0533 d'oxygène, un autre composé sera formé de 100 parties de manganèse et de 14,0533 d'oxygène multiplié par 2; le troisième composé contiendra 100 de métal et 14,0533 d'oxygène multiplié par 3; enfin, le quatrième sera formé de 100 de métal et 14,0533 d'oxygène multiplié par 4. Nous rapporterons par la suite un très grand nombre de faits analogues, propres à mettre cette loi dans tout son jour.

Il importe de remarquer, avant de quitter ce sujet, que, *s'il existe des rapports entre les poids des proportions de l'oxygène qui peuvent s'unir à* 100 *parties de manganèse* (3), *il n'existe aucune proportion entre le poids de l'oxygène et celui du métal :* ainsi, on ne peut pas dire que 10, 14, 16, etc., grains d'oxygène doivent se combiner avec 100 grains de manganèse; la loi se borne à exprimer que 100 grains de métal se combinant avec 14 grains d'oxygène, s'il est possible de former d'autres combinaisons entre ces deux corps, 100 grains de manganèse s'uniront avec une quantité d'oxygène qui sera $1\frac{1}{2}$, 2, 3, 4, 5 ou 6 fois aussi forte que les 14 grains.

2. Il n'en est pas de même lorsqu'au lieu d'établir un rapport entre les poids des corps, on l'établit entre leurs volumes; car alors on remarque, non-seulement *qu'il y a des rapports simples entre les divers volumes du corps* A, *qui se combinent avec un volume du corps* B, *mais encore qu'il en existe entre les volumes respectifs de* A *et de* B. Nous pouvons éclaircir cette proposition par

---

(1) Corps aériforme dont nous ferons l'histoire par la suite.

(2) Métal particulier.

(3) Ce que l'on dit de l'oxygène et du manganèse s'entend de deux corps quelconques *A, B*.

un exemple. 100 pouces cubes d'azote s'unissent avec 50 pouces cubes d'oxygène, pour former un corps nouveau : on voit ici qu'il y a un rapport simple entre les volumes respectifs de l'azote et de l'oxygène, puisque le volume de celui-ci est la moitié de celui de l'azote. 100 pouces cubes d'azote s'unissent à 100 pouces cubes de gaz oxygène pour produire un autre corps : ici non-seulement on observe des rapports entre les volumes respectifs qui sont égaux, mais encore entre les proportions d'oxygène de ces deux composés, puisque le dernier contient deux fois autant d'oxygène que l'autre. 100 pouces cubes d'azote se combinent avec 150 pouces cubes d'oxygène (c'est-à-dire avec trois fois autant d'oxygène que le premier) pour donner naissance à un troisième composé. 100 pouces cubes d'azote s'unisent à 200 pouces cubes de gaz oxygène (quantité qui correspond à 50 multiplié par 4), et forment un autre corps. Enfin, la même quantité d'azote combinée avec cinq fois autant d'oxygène ou avec 250 pouces cubes, produit l'eau forte ou l'acide nitrique, composé qui diffère des quatre autres.

M. Gay-Lussac, à qui nous devons la découverte de cette loi, a également démontré que *lorsque, par suite de la combinaison, le volume des gaz est contracté, la contraction a un rapport simple avec les volumes des gaz, ou plutôt avec celui de l'un d'eux. Par exemple*,

	S'unissent avec	Et forment
100 vol. de gaz oxyg.	200 vol. de gaz hydrog.	200 vol. d'eau.
100—de gaz azote	300—*Idem*	200—de gaz ammoniac.
100—*Idem*	50—d'oxygène	100—de prot. d'azote.
100—*Idem*	100—*Idem*	200—de deut. d'azote.
100—*Idem*	150—*Idem*	de l'acide nitreux.
100—*Idem*	200—*Idem*	un autre acide nitreux.
100—*Idem*	250—*Idem*	de l'acide nitrique.

3. Nous croyons devoir indiquer d'une manière succincte les principales applications qui peuvent être faites des lois sur la combinaison des gaz.

1° Veut-on connaître la pesanteur spécifique d'un gaz composé, par exemple du gaz ammoniac : on sait que deux volumes de gaz ammoniac résultent d'un volume de gaz azote et de trois volumes d'hydrogène; il suffit de faire l'addition des pesanteurs spécifiques d'un volume d'azote et de trois volumes d'hydrogène, et de diviser la somme par 2, ainsi :

Pesanteur spécifique de l'azote.		0,9722
Pesanteur spécifique de l'hydrogène.	0,0694	0,2082
Que l'on multiplie par.	3	
Somme.		1,1804
La moitié.		0,5902

0,5902 sera la densité du gaz ammoniac.

2° On peut déterminer quelles sont les proportions en poids des éléments qui constituent un gaz composé; il suffit pour cela de prendre les poids des volumes des gaz simples qui entrent dans la composition du gaz composé : par exemple, le poids du gaz ammoniac sera égal à 0,9722 (densité de l'azote), plus 0,0694 multiplié par 3, ou 0,2082 (trois fois la densité de l'hydrogène). Si l'on veut réduire ces nombres à d'autres plus simples, on établira la proportion suivante :

$$9722 : 2082 :: 100 : x$$

$$x = \frac{2802 \times 100}{9722} = 2141 \text{ d'hydrogène.}$$

C'est-à-dire, si 9722 d'azote se combinent avec 2082 d'hydrogène, 100 d'azote se combineront avec 21,41 d'hydrogène.

3° S'agit-il de reconnaître quelle est la composition d'un gaz formé d'un élément gazeux et d'un corps solide : on y parviendra facilement en ayant égard à la pesanteur spécifique du gaz composé, à celle du gaz élémentaire qui

entre dans sa composition, et à la contraction que ce dernier à éprouvée en se combinant avec le corps solide. *Exemples :* 1° Supposons que l'on demande quelle est la quantité d'hydrogène et de soufre qui entre dans la composition de 100 grains de gaz acide hydro-sulfurique; il est aisé de répondre à cette question sans faire aucune expérience : en effet, on sait d'avance que le volume du gaz hydrogène contenu dans les 100 grains de gaz acide hydro-sulfurique est égal à celui de ce gaz; on connaît d'ailleurs les pesanteurs spécifiques du gaz hydrogène et du gaz acide hydro-sulfurique; il s'agit donc d'établir la proportion suivante, si l'on veut connaître la quantité d'hydrogène qu'il renferme :

1,1805 : 100 : : 0,0694 : x = la quantité d'hydrogène dans le gaz.

c'est-à-dire : la pesanteur spécifique du gaz acide hydro-sulfurique, 1,1805, est au poids de ce gaz 100, comme la pesanteur spécifique de l'hydrogène, 0,0694 est au poids de l'hydrogène x. En multipliant l'un par l'autre les termes moyens, et en divisant le produit par 1,1805 on, aura 5,878 d'hydrogène pour ce poids : donc le gaz acide hydro-sulfurique est formé, sur 100 parties, de 5,878 d'hydrogène, et de 94,122 de soufre.

2° Supposons que l'on demande quelle est la quantité d'oxygène et de carbone qui entre dans la composition de 100 grains de gaz oxyde de carbone : on sait que le volume du gaz oxygène contenu dans les 100 grains de gaz *oxyde de carbone* est la moitié de celui qu'offre ce gaz; on connaît d'ailleurs les pesanteurs spécifiques du gaz oxygène et du gaz oxyde de carbone : il s'agit donc d'établir la proportion suivante, si l'on veut connaître la quantité d'oxygène qu'il renferme ;

0,9722 : 100 :: 0,5555 : x = quantité d'oxigène dans le gaz;

c'est-à-dire la pesanteur spécifique du gaz oxyde de carbone, 0,9722, est au poids de ce gaz, 100 grains, comme la pesanteur spécifique de l'oxygène, divisée par 2, 0,5555 (1), est au poids de l'oxygène, *x*. En multipliant les termes moyens, et en divisant le produit par 0,9722, on aura 57,13 grains d'oxygène pour ce poids : donc le gaz oxyde de carbone est formé, sur 100 parties, de 57,13 d'oxygène, et de 42,87 de carbone.

Du système atomistique de M. Dalton.

M. Dalton publia, en 1802, un système que l'on appelle *atomistique*, et qui est relatif à la composition des corps. Nous croyons devoir le faire connaître avec détail, parce que nous nous en servirons souvent par la suite, et surtout parce qu'il est généralement admis, et que l'on peut en faire de nombreuses applications à l'analyse.

4. M. Dalton entend par *atomes* les plus petites parties dont les corps se composent : les atomes sont donc indivisibles. On ignore si les atomes d'un corps *A* sont de la même dimension que ceux d'un autre corps *B*, *C* ou *D*. Il est cependant probable que non : on ne sait pas non plus si leurs dimensions sont en rapport avec leurs poids. La figure des atomes est également inconnue : M. Dalton suppose qu'elle est sphérique.

5. Lorsque deux corps de différente nature se combinent, la combinaison a lieu entre leurs atomes. Si ces corps ne peuvent se combiner qu'en une seule proportion, comme, par exemple, l'oxygène et le bore, il n'y a qu'un *atome* de l'un qui se combine avec un *atome* de l'autre. Au contraire, s'ils sont susceptibles de s'unir en plusieurs

---

(1) On divise par 2, parce que le gaz oxyde de carbone ne contient que la moitié de son volume d'oxygène : or, la pesanteur spécifique du gaz oxygène est de 1,1111 (Thomson).

proportions, comme, par exemple, l'oxygène et le cuivre, ces proportions sont des multiples d'un des atomes; ainsi le cuivre et l'oxygène peuvent donner naissance à deux composés différents; l'un d'eux contient un atome de cuivre et un atome d'oxygène; l'autre est formé d'un atome de cuivre et de deux atomes d'oxygène. Voici, du reste, comment l'auteur de cette théorie généralise cette proposition importante :

1 atome de a+1 atome de b=1 atome de c binaire.
1 atome de a+2 atomes de b=1 atome de d ternaire.
2 atomes de a+1 atome de b=1 atome de e ternaire.
1 atome de a+3 atomes de b=1 atome de f quaternaire.
3 atomes de a+1 atome de b=1 atome de g quaternaire.

Il est aisé de voir, par ce tableau, que lorsque deux corps ne peuvent former qu'un seul composé, celui-ci doit être binaire; s'ils peuvent en former deux, l'un est binaire et l'autre ternaire; s'ils peuvent en former trois, l'un est binaire et les deux autres ternaires; s'ils peuvent en former quatre, l'un est binaire, les deux suivans ternaires, et le dernier quaternaire.

6. *Moyens de déterminer le poids des atomes des corps.* Supposons que deux corps A et B se combinent pour donner naissance à un *composé binaire*, et que l'expérience prouve qu'ils s'unissent dans le rapport de 5 de A et de 4 de B en poids, il est évident qu'un atome de A pèse 5, et un atome de B 4, puisque, d'apres l'hypothèse de M. Dalton, ce composé résulte d'un atome de A uni à un atome de B.

Si l'on veut vérifier l'exactitude des nombres que nous avons dit représenter les poids des atomes A et B, on procèdera de la maniere suivante : on combinera séparément A et B avec un troisieme corps C : ainsi, supposons que A et C donnent naissance à un composé binaire dans lequel l'analyse démontre 5 de A et 3 de C; supposons de plus

que *B* et *C* soient susceptibles de se combiner et de former un composé binaire, il faudra que le composé *BC* soit formé de 4 de *B* et de 3 de *C* : en effet, les poids des atomes *B* et *C* sont exprimés par 4 et par 3 : le composé est binaire; donc il doit être formé d'un atome de *B* et d'un atome de *C*.

Exemples propres à éclaircir ces données. Admettons que l'on ait déterminé, par l'analyse, que l'eau est composée de 1 partie d'hydrogène et de 8 d'oxygène, en poids; comme l'eau est un composé binaire dans lequel un atome d'oxygène est uni à un atome d'hydrogène, on pourra représenter le poids de ces atomes par :

Hydr.	Oxyg.
1.	8.

Veut-on vérifier l'exactitude de ces nombres; que l'on combine séparément l'hydrogène et l'oxygène avec le carbone.

Supposons que l'on soit parvenu à déterminer, par des moyens analogues, que, dans le gaz hydrogène carboné (composé d'hydrogène et de carbone), les poids des atomes de l'hydrogène et du carbone soient :

Hydr.	Carb.
1.	5,65.

Supposons, d'une autre part, que les poids des atomes de l'oxyde de carbone (composé d'oxygène et de carbone) soient :

Oxyg.	Carb.
8.	5,65.

Il est aisé de s'assurer de l'exactitude des nombres représentant les poids des atomes de l'eau : en effet, le poids de l'atome d'oxygène est de 8, soit qu'on le détermine en analysant le gaz oxyde de carbone ou l'eau; le poids de l'atome d'hydrogène est de 1, soit qu'il ait été calculé d'après l'analyse de l'eau ou d'après celle du gaz hydrogène

carboné. On prévoit même qu'il serait extrêmement aisé de parvenir à connaître les proportions des éléments qui constituent l'eau, en ayant seulement égard à la nature de l'oxyde de carbone et de l'hydrogène carboné. Voici comment on raisonnerait : l'eau est un corps binaire composé d'un atome d'hydrogène et d'un atome d'oxygène : or, d'après l'analyse de l'oxyde de carbone et du gaz hydrogène carboné, l'atome d'oxygène est 8, et celui d'hydrogène pèse 1 : donc l'eau est formée de 8 d'oxygène et de 1 d'hydrogène.

7. M. Dalton a cru devoir choisir l'hydrogène pour représenter l'unité dans sa théorie atomistique : tout autre corps aurait rempli le même but; et s'il a préféré celui-ci, c'est parce qu'il est le plus léger de tous, et que par conséquent c'est lui qui se combine dans de plus petites proportions : ainsi, suivant ce célèbre physicien, le poids d'un atome d'hydrogène étant 1, l'atome d'oxygène pesera 7,5 (1); le poids de celui de l'azote sera 5; celui de carbone pesera 5,65. Cependant il nous semble beaucoup plus commode de prendre pour unité le poids de l'atome d'oxygène, parce qu'il entre dans la composition d'un très grand nombre de corps : aussi l'adopterons-nous de préférence.

8. Indépendamment des atomes des corps simples dont nous avons parlé jusqu'ici, M. Dalton admet également des atomes dans les corps composés. On détermine le poids de ces atomes composés, en prenant la somme des poids des atomes qui les constituent. Ainsi, un atome de cuivre s'unit à un atome d'oxygène pour former le protoxyde de cuivre; l'atome de cuivre pèse 8; celui d'oxygène pèse 1 : donc le poids d'un atome de protoxyde de cuivre sera 9.

---

(1) Il est évident, d'après l'analyse de l'eau, faite dans ces derniers temps par MM. Berzelius et Dulong, que si le poids de l'atome d'hydrogène est = 1, celui de l'oxygène sera = 8.

Lorsque deux corps composés s'unissent entre eux pour en former d'autres plus composés, la combinaison a également lieu entre leurs atomes, et de la même manière que si les corps étaient simples. Ainsi, que l'on suppose un sel neutre formé d'un atome d'acide (corps composé) et d'un atome de base (corps composé); si avec le même acide et avec la même base on peut donner naissance à un sel acide, celui-ci sera formé d'un atome de base et de deux atomes d'acide.

Avant de terminer cet article, nous croyons devoir faire sentir que le système de M. Dalton est entièrement hypothétique, et qu'il est impossible d'en démontrer rigoureusement l'exactitude, mais qu'il peut être d'une très grande utilité pour parvenir à faire connaître la composition des corps; que déjà plusieurs chimistes célèbres l'ont employé avec le plus grand succès pour déterminer les proportions de plusieurs composés qui n'avaient pas été analysés; enfin, qu'il paraît être la source où M. Berzelius a puisé la première idée de sa belle théorie *sur les lois qui président à la composition des corps*. (*V.* pour plus de détails sur la théorie *atomistique*, ainsi que sur les *équivalents* chimiques et les *signes algébriques* adoptés par M. Berzélius, la 4e partie de cet ouvrage, tome II.)

De la cristallisation.

La *cristallisation* est une opération dans laquelle les molécules des corps liquides ou aériformes se rapprochent de manière à donner naissance à un solide régulier que l'on nomme *cristal;* d'où il suit que la cohésion, ou l'attraction des molécules intégrantes, joue un très grand rôle dans la cristallisation. Si le rapprochement de ces molécules se fait d'une manière brusque et irrégulière, loin d'obtenir un cristal, il ne se forme qu'une masse confuse à laquelle on donne quelquefois le nom de *précipité.*

1° On n'est pas encore parvenu à faire cristalliser tous

les corps ; mais un très grand nombre de ceux que l'on ne peut pas obtenir sous cet état se trouvent parfaitement cristallisés dans la nature.

2° Si la substance que l'on veut faire cristalliser est solide, il faut la rendre liquide ou aériforme, au moyen du feu, de l'eau, de l'esprit-de-vin ou d'un autre liquide.

3° La cristallisation par le *feu* peut avoir lieu de deux manières différentes : ou la substance se transforme en vapeur, se volatilise et ne cristallise qu'à mesure que cette vapeur se condense et passe à l'état solide ; ou bien, après avoir été fondue, elle se refroidit lentement et donne des cristaux réguliers : dans ce cas, le refroidissement commence par la surface du liquide, qui forme une espèce de croûte : on doit percer celle-ci aussitôt qu'elle se produit, et décanter les parties internes encore liquides, pour obtenir, sous la forme de cristaux réguliers, celles qui restent dans le vase où la fusion a été opérée.

4° La cristallisation par les *liquides* peut également se faire par deux procédés distincts : ou bien le solide est dissous dans le liquide bouillant, et alors il peut cristalliser par refroidissement ; ou bien la dissolution est abandonnée à elle-même ou soumise à une douce chaleur ; par ce moyen, le liquide s'évapore ; les molécules solides se rapprochent et donnent des cristaux réguliers. En général, les solides qui cristallisent dans l'eau en retiennent une portion.

Le même corps peut, en cristallisant, donner des solides dont la forme varie : ainsi un corps *A B* peut cristalliser en rhombes, en prismes hexaèdres, en dodécaèdres, etc. : on désigne ces formes sous le nom de *formes secondaires*. Chacun de ces cristaux peut être transformé, par la division mécanique, en une forme qui sera la même pour tous, et que l'on connaît sous le nom de *forme primitive* ; ainsi, on retire, dans quelques circonstances, un rhomboïde du prisme hexaèdre, du dodécaèdre, et du rhomboïde dont nous venons de parler. Le cristal qui constitue la

forme primitive peut encore être subdivisé, et fournir de plus petits cristaux, que l'on appelle *molécules intégrantes* : la forme de ces molécules peut être différente de celle de la forme primitive. C'est dans l'ouvrage de M. Haüy, l'illustre auteur de la *Cristallographie*, que l'on trouvera des détails sur cette belle partie de l'*histoire naturelle*.

Après ces notions préliminaires, nous devons commencer l'histoire des corps élémentaires, que nous diviserons en *pondérables* et en *impondérables*.

CHAPITRE PREMIER.

DES FLUIDES IMPONDÉRABLES.

Ces fluides sont :

1° Le calorique.

2° La lumière.

3° Le fluide électrique.

Si nous préférons commencer par l'exposition des phénomènes développés par ces fluides impondérables, cela doit être attribué à l'influence qu'ils exercent sur les autres corps de la nature, et surtout à ce que leur histoire, qui est plutôt du ressort de la physique que de la chimie, établit un passage naturel de la première à la dernière de ces sciences. L'impossibilité de peser et de saisir ces fluides en a fait nier l'existence à quelques physiciens; mais la plupart d'entre eux s'accordent à l'admettre, parce qu'elle facilite l'étude des phénomènes qui composent leur histoire. Nous sommes loin de vouloir entretenir le lecteur des discussions établies à cet égard entre les physiciens; les détails dans lesquels nous serions obligés d'entrer seraient déplacés dans un ouvrage de ce genre, et peu propres à répandre quelque jour sur le fond de la question. Aussi

allons-nous aborder individuellement leur histoire, en nous réservant cependant de faire connaître à la fin de l'article *Calorique*, les principales hypothèses sur la *cause de la chaleur*.

ARTICLE PREMIER.

Du calorique.

9. Le calorique est un fluide extrêmement subtil, faisant partie constituante de tous les corps, et dont les caractères principaux sont, 1° de se mouvoir sous forme de rayons lorsqu'il est libre; 2° de produire, par son accumulation sur tous les corps, une dilatation plus ou moins sensible (1), suivie quelquefois de décomposition; 3° d'agir par conséquent en sens contraire de l'attraction; 4° de nous faire éprouver, lorsqu'il est en contact avec nos organes, une sensation particulière connue sous le nom de *chaleur*; 5° enfin de déterminer, par sa soustraction, des effets inverses aux précédents, savoir la contraction et le sentiment de froid. Nous allons donner quelque développement à chacun de ces cinq caractères.

10. *Le calorique se meut sous la forme de rayons lorsqu'il est libre.* On peut démontrer cette proposition à l'aide de deux réflecteurs concaves. *Expérience* (*Voyez* pl. 5, fig. 42). Si l'on place, à cinq ou six pieds de distance l'un de l'autre, les deux miroirs concaves de cuivre *A* et *B*, dont la concavité est parfaitement polie, et dont les parties concaves sont en regard, on remarquera, si les axes *D D* se confondent, qu'un morceau d'amadou placé au foyer *f* du miroir *B* s'allumera presque aussitôt après que l'on aura rempli de charbons incandescents un réchaud placé au foyer *F* du miroir *A*. Ce fait ne peut s'expliquer que par

(1) Il n'y a qu'un petit nombre de corps qui fassent exception. (*Voy.* § 24.)

l'une ou l'autre de ces hypothèses : ou le calorique émané des charbons rouges disposés en *F* se communique de proche en proche jusqu'à l'amadou, par le moyen des couches d'air intermédiaires, ou bien il s'élance de ces mêmes charbons sur le miroir *A*, sous la forme de rayons, est réfléchi par ce même miroir qui le renvoie sur l'autre *B*, d'où il est de nouveau réfléchi pour se porter en *f*, foyer où se trouve l'amadou. La première de ces hypothèses n'est pas admissible; car les points *P P*, beaucoup plus proches des charbons incandescents que le foyer *f*, ne sont pas à beaucoup près aussi chauds que l'est ce foyer, ce qui devrait être si on l'admettait : nous devons donc embrasser la seconde hypothèse, celle qui suppose le rayonnement du calorique. Voici maintenant comment se comporte un des rayons calorifiques émanés des charbons incandescents : ce que nous dirons de celui-ci doit s'entendre de tous ceux qui tombent près de l'axe *D D*. Le rayon *Fs* tombe sur le point *S* du miroir *A*, sous un angle *Fsg* fait avec la tangente *tg*. Si la face concave de ce miroir n'était pas très polie, ce rayon serait absorbé par lui, et y resterait en combinaison ; mais, en vertu du brillant dont elle est douée, ce rayon est réfléchi parallèlement à l'axe *D D*, sous un angle *tso* égal à l'angle d'incidence *Fsg*. Parvenu sur le point *O* de la face concave du miroir *B*, où il ne peut pas être absorbé, parce que cette surface est très polie, il est de nouveau réfléchi en *f*, sous un angle *fOr* fait avec la tangente *er*, et égal à l'angle *eOs*.

Si, au lieu de charbons incandescents, on place au foyer *F* un boulet métallique que l'on a fait chauffer, un vase contenant de l'eau bouillante ou tout autre corps chaud, on remarque des phénomènes analogues : la substance disposée en *f*, moins chaude que celles dont nous parlons, s'échauffe par degrés, et à mesure qu'elle reçoit les rayons calorifiques réfléchis. Nous aurons occasion de revenir sur l'emploi de ces miroirs.

Propriétés du calorique rayonnant. 1° Comme nous venons de le prouver, le calorique rayonnant est susceptible de se réfléchir lorsqu'il tombe sur la surface de certains corps, principalement de ceux qui sont polis; alors il ne se combine pas avec eux : si la surface des corps est raboteuse, loin d'être réfléchi par elle, il est absorbé et l'échauffe. 2° Il traverse l'air avec rapidité, et ne se combine pas sensiblement avec lui. Schéele fit des expériences avec des miroirs concaves dans un appartement très froid, et il observa que l'haleine des animaux placés à peu de distance du foyer du miroir où l'on avait enflammé le soufre au moyen du calorique rayonnant, était visible; ce qui ne serait pas arrivé si l'air se fût échauffé. 3° La marche des rayons calorifiques n'est pas gênée dans son mouvement par un courant d'air : en effet, ce même physicien observa que la combustion du soufre placé au foyer d'un miroir avait constamment lieu, quelles que fussent l'intensité et la direction du vent, pourvu que la porte du poêle allumé qui devait fournir le calorique rayonnant fût ouverte. 4° Le calorique rayonnant est susceptible d'être réfracté, d'après les expériences de Herschell.

Le calorique produit, par son accumulation sur tous les corps organiques et inorganiques, une dilatation plus ou moins sensible. Plusieurs expériences viennent à l'appui de cette proposition (1).

A (*Voyez* pl. 6. fig. 43). Si l'on prend un poids métallique *P*, et qu'on le fasse rougir, on observera qu'il ne peut plus entrer dans l'anneau *C*, tandis qu'il parcourait librement cet anneau avant d'avoir été échauffé, et qu'il pourra y entrer également lorsqu'il sera refroidi : le poids métallique a donc éprouvé une dilatation de la part du calori-

(1) Nous avons déjà dit qu'il n'y avait qu'un petit nombre d'exceptions à cette loi. (*Voy.* § 24.)

que; *mais cette dilatation n'a pas été portée assez loin pour que ses molécules soient devenues fluides.* L'instrument qui sert à faire cette expérience porte le nom d'*anneau de S'Gravesande*.

B. Si l'on accumule du calorique (au moyen de charbons ardents) sur une petite quantité d'*éther* liquide placé à la partie supérieure d'une longue cloche remplie de mercure, et renversée sur une cuve du même métal, de manière à ce que l'ouverture de cette cloche soit en bas, on remarque que l'éther se dilate, chasse le mercure qui remplissait la cloche dans la cuve, perd l'état liquide et ressemble à de l'air; mais si on cesse d'accumuler du calorique, bientôt l'appareil et l'éther se refroidissent, le mercure rentre de nouveau dans la cloche; et l'éther contracté reprend sa forme liquide. Ici, la dilatation a été portée assez loin pour que les molécules de l'éther soient devenues aériformes. On donne à ce nouvel état des molécules le nom d'état *gazeux*.

C. Le *thermomètre*, instrument connu de tout le monde, est une nouvelle preuve de la dilatation que le calorique fait éprouver aux liquides : en effet, la quantité de mercure ou d'esprit-de-vin renfermée dans cet instrument est la même, qu'il fasse très chaud ou très froid; elle paraît seulement plus grande lorsqu'il fait chaud, parce que le calorique agit sur elle et la dilate plus qu'il ne dilate le verre qui la contient.

D. Si l'on échauffe avec précaution une vessie renfermant une certaine quantité d'air, et dont le col est parfaitement serré, on observe que ce fluide aériforme se dilate par degrés, la vessie se distend, et peut même se déchirer si l'on accumule assez de calorique.

Nous venons d'établir, à l'aide d'expériences décisives, que l'accumulation du calorique dans un corps en détermine la dilatation. Nous prouverons bientôt que cette di-

latation diffère pour les corps solides, liquides ou gazeux, soumis au même degré de chaleur.

Le calorique agit en sens inverse de l'attraction. Il suffit ici du plus léger raisonnement pour être convaincu. L'attraction est une force qui tend sans cesse à rapprocher les molécules; le calorique, au contraire, cherche constamment à les éloigner : c'est du rapport qui existe entre ces deux forces que dépendent les états *solide*, *liquide* et *gazeux* sous lesquels tous les corps se présentent.

Le calorique nous fait éprouver, lorsqu'il est en contact avec nos organes, une sensation particulière connue sous le nom de chaleur. Ainsi l'on ne confondra pas ces deux mots. La *chaleur* est un effet produit par le *calorique*, que nous devons regarder comme la cause de cet effet; plus cette cause agit avec force, plus l'effet est marqué, toutes choses égales d'ailleurs. On appelle *température* le degré appréciable de cette chaleur : on dit que la température d'un corps est plus élevée que celle d'un autre, lorsqu'il produit sur nous une plus vive sensation de chaleur.

Le calorique détermine par sa soustraction des effets inverses aux précédents, savoir la contraction et le sentiment de froid. La contraction des corps qui perdent du calorique est prouvée par toutes les expériences qui précèdent. Quant au sentiment de froid, quelques physiciens pensent devoir l'attribuer à un fluide particulier qu'ils nomment *frigorifique*, plutôt qu'à l'absence du calorique; nous admettons, au contraire, cette dernière hypothèse, parce qu'elle rend raison de tous les phénomènes, et qu'elle nous dispense d'adopter sans nécessité l'existence d'un nouveau fluide impondérable.

Après avoir exposé les divers caractères du calorique, nous allons donner une idée de plusieurs instruments *propres à nous faire connaître la différence qui existe entre la température de deux corps inégalement chauffés.* Ces instruments sont appelés *thermomètres.*

Des thermomètres.

11. Puisque tous les corps sont dilatés ou contractés par les variations de température, ils pourraient tous servir, à la rigueur, à indiquer ces variations, et par conséquent à la construction des thermomètres; mais les uns sont peu dilatables, et ne nous permettent pas d'observer facilement le changement que ce volume éprouve lors de ces variations : tels sont les solides; les autres se dilatent tellement par les plus légères variations de chaleur, qu'ils seraient d'un usage trop incommode quand la température serait très élevée; tels sont les gaz. Les liquides sont, de tous les corps, ceux qui offrent le plus d'avantage, car ils se dilatent plus que les solides et moins que les gaz : aussi les emploie-t-on de préférence pour la construction de ces instruments. Il en est un surtout, le *mercure*, qui réunit à l'avantage d'être sensible aux légères variations de température, celui de se dilater régulièrement, et d'une manière proportionnelle à celle des corps gazeux, entre la température de 36 degrés au-dessous de la glace fondante et celle de l'eau bouillante, *lorsqu'il est renfermé dans un tube de verre;* il peut en outre supporter un assez grand degré de chaleur sans bouillir, et un froid assez marqué sans se geler.

Du thermomètre à mercure.

12. *Manière de faire ce thermomètre.* On prend un tube de verre cylindrique dont l'ouverture soit capillaire ou n'ait qu'un très petit diamètre; on attache avec soin l'une de ses extrémités à l'ouverture d'une bouteille de gomme élastique; l'autre extrémité est chauffée à la flamme de la lampe jusqu'à ce que le verre soit ramolli; on l'arrondit en bouton au moyen d'une petite tige métallique; on la chauffe jusqu'au rouge blanc; on dispose le tube de manière à ce que le bouton se trouve en haut, et on presse avec la main

sur la bouteille de gomme élastique : par ce moyen, le tube se trouve soufflé en boule, sans contenir d'humidité, comme cela arriverait s'il avait été soufflé avec la bouche.

Ce premier objet étant rempli, on doit s'occuper de chasser une grande partie de l'air du petit appareil et d'y introduire le métal. Pour cela, on fait chauffer la boule, et l'on plonge l'extrémité du tube dans du mercure parfaitement pur et bien sec. A mesure que l'appareil se refroidit, la petite quantité d'air qui le remplissait et qui avait été dilatée par la chaleur se contracte, et il s'y forme un vide; alors, en vertu de la pression atmosphérique, le mercure s'élance pour remplir ce vide, et parvient peu à peu jusque dans la boule. On chauffe de nouveau la boule et le mercure qu'elle contient; on porte même celui-ci jusqu'à l'ébullition : la vapeur mercurielle formée chasse une nouvelle quantité de l'air qui restait dans l'appareil; en sorte que l'on peut de nouveau remettre l'extrémité du tube dans le mercure, pour faire entrer une nouvelle quantité de ce métal. On répète ces opérations deux ou trois fois, jusqu'à ce que toute la capacité du petit appareil en soit remplie. Dans cet état, on s'occupe de chasser celui qui est superflu; pour cela, on chauffe de nouveau la boule jusqu'à ce que les deux tiers du mercure contenu dans le tube soient expulsés à l'état de vapeur; alors, le mercure étant encore bouillant, on fait fondre l'extrémité du tube à la lampe, on l'effile et on le ferme hermétiquement : par ce moyen, il ne reste plus d'air dans l'appareil, et les deux tiers supérieurs, presque vides, peuvent permettre la dilatation du métal soumis à l'action du calorique.

Si l'on ne peut pas se procurer un tube cylindrique, on choisira celui qui approchera le plus de cette forme, et on le partagera en divisions d'égale capacité, d'après la méthode de M. Gay-Lussac. (*Voyez* les ouvrages de physique).

Graduation du thermomètre. On entoure de glace fon-

dante la boule et la partie du tube qui contient le mercure; on marque le point où celui-ci s'arrête; au bout de quelques minutes, on retire l'appareil de la glace, et on le plonge dans la vapeur de l'eau distillée bouillante. Pour cela, on fait chauffer un peu d'eau dans un vase *métallique* plus long que le thermomètre, muni d'un couvercle percé de deux trous, dont l'un donne issue à la vapeur de l'eau, et l'autre sert à laisser passer la partie supérieure du tube, de manière que la partie à laquelle on soupçonne le point d'ébullition soit juste en vue. Le mercure, enveloppé de vapeurs aqueuses, s'élève graduellement dans le tube, et lorsqu'il devient stationnaire, on marque la place où il s'arrête. Il importe beaucoup que la hauteur du baromètre qui indique la pression de l'atmosphère soit de soixante-seize centimètres (28 pouces). Ces deux points étant donnés, savoir, celui de la glace fondante et celui de l'eau bouillante, on divise l'intervalle en cent parties égales que l'on nomme *degrés*, si l'on veut avoir le thermomètre centigrade ou de *Celsius*, et en quatre-vingts, si l'on veut obtenir le thermomètre de Deluc, vulgairement dit de *Réaumur*. Le point qui correspond à la glace fondante est le 0° du thermomètre; l'autre est le 100°, ou le 80°.

La longueur d'un degré étant connue par ce moyen, on peut pousser la division au-dessous de zéro, et au-dessus du point donné par l'ébulition. On exprime par le signe — les degrés au-dessous de zéro; et par le signe + ceux qui sont au-dessus. On voit, par ce qui précède, que des thermomètres gradués ainsi dans différentes parties du monde doivent être comparables entre eux, puisque la glace fond partout à la même température, et que l'eau entre toujours en ébullition au même degré, si toutefois la pression de l'atmosphère est comme nous l'avons indiqué.

13. Les points fixes du thermomètre de Fahrenheit sont,

d'une part, l'eau bouillante, et de l'autre le froid produit par un mélange de sel marin et de neige. Le nombre de degrés compris entre ces deux points est de deux cent douze : 9° de ce thermomètre équivalent à 5° du thermomètre centigrade, et à 4° de celui de Deluc, dit de *Réaumur*. Enfin, le 0° correspond au point donné par le froid artificiel, et le 32° au 0° du thermomètre centigrade.

14. Le thermomètre de Delisle est aussi à mercure; mais il n'y a qu'un point fixe, celui de la chaleur de l'eau bouillante, désigné par le 0°; au-dessous de ce point l'on observe cent cinquante divisions qui sont les degrés; le 150° répond au 0° du thermomètre centigrade; 7°, 5 de ce thermomètre équivalent à 5° du thermomètre centigrade, et à 4° de celui de Deluc.

15. Les thermomètres à mercure ne sont pas les seuls employés; on est quelquefois obligé de faire usage de l'alcool (esprit-de-vin), par exemple, lorsque la température que l'on cherche à connaître est bien au-dessous de zéro; car alors le mercure tend à se solidifier, tandis que l'esprit-de-vin ne se gèle pas, même lorsqu'on l'expose à l'action de mélanges frigorifiques très intenses. En général, ces deux sortes d'instruments ne s'emploient que pour les températures moyennes; trop peu sensibles à l'action des petites quantités de calorique, ils ne peuvent rien indiquer lorsque la température est peu élevée, tandis qu'ils seraient brisés et leurs liquides vaporisés si on les mettait en contact avec des corps dont la température fût très élevée.

16. *Pyromètres*, instruments solides propres à faire connaître les températures les plus élevées. Celui de Wedgwood est fondé sur la propriété qu'a l'argile de se contracter par l'action de la chaleur, 1° parce qu'elle se dessèche, 2° parce que les éléments qui la composent se combinent plus intimement. Le 0° de ce pyromètre correspond, d'après Wedgwood, à 598° du thermomètre centigrade, et

chacun de ses degrés en représente soixante-douze du thermomètre centigrade. Cet instrument est tellement défectueux que nous ne croyons pas devoir le décrire : en effet, M. Hall a prouvé que l'argile se contractait autant lorsqu'on la chauffait pendant long-temps jusqu'au rouge-cerise, que lorsqu'elle était soumise pendant un temps beaucoup plus court à l'action d'une température plus élevée, par exemple au rouge-blanc.

On ne connaît pas de corps plus propres à mesurer les hautes températures des fourneaux que les métaux. On peut voir, dans l'ouvrage de physique de M. Biot, une description détaillée du pyromètre métallique de Lavoisier et de M. Laplace (tome 1) : nous nous bornerons ici à faire connaître celui dont fait usage M. Brongniart à la manufacture de porcelaine de Sèvres, et qui ne sert qu'à déterminer des termes fixes dans les hautes températures (fig. 44). *D D* est une barre métallique qui s'appuie sur un obstacle fixe *C C* par une de ses extrémités; l'autre extrémité pousse le bout *L* d'un levier coudé *LEB*, mobile autour du centre fixe *E*, et dont la branche *EB* sera cent fois plus longue que *EL*. *AA* est une division circulaire placée à l'extrémité du bras *EB*. Supposons maintenant que l'on chauffe la barre *DD* de manière à la dilater d'un millimètre; le bout du levier *L* marchera de cette quantité, et par suite l'extrémité *B* de l'aiguille parcourra cent millimètres ou un espace cent fois plus grand. Si l'on suppose maintenant que la chaleur soit assez forte pour opérer dans la barre *D D* une dilatation double, l'aiguille *B* parcourra un espace de deux cent millimètres. On peut en dire autant des autres degrés de chaleur auxquels la barre est soumise. Il est donc évident que toutes les fois que la chaleur sera telle que nous venons de l'indiquer, l'aiguille *B* reviendra à la même division.

17. *Thermomètre à air.* Le plus avantageux de tous ceux qui sont connus est le *thermomètre différentiel de*

M. Leslie. Pour le construire, on prend deux tubes dont la longueur peut être inégale, d'un diamètre un peu plus grand que celui des thermomètres ordinaires, terminés chacun par une boule creuse, de quatre à sept dixièmes de pouce de diamètre; on introduit dans l'une des boules une petite quantité d'acide sulfurique teint avec du carmin; on joint ensemble les deux tubes à la flamme d'un chalumeau, et on les recourbe de manière à leur faire prendre la forme de la lettre *U* (*Voyez* pl. 6, fig. 45). La distance d'une boule à l'autre est d'environ 2 à 4 pouces; le tube plus court *DC*, auquel on fixe l'échelle, doit avoir un diamètre intérieur bien égal et d'un quinzième, même d'un seizième de pouce; l'autre tube *EF* n'a pas besoin d'être aussi régulier, mais il doit être plus large : leur hauteur peut être de trois à six pouces. La boule *B* prend le nom de *boule focale ; E* représente le niveau du liquide dans la boule *B*, et *M* le représente dans le tube *DC*.

18. *Graduation de ce thermomètre.* Les deux boules étant à la même température, on note le point où s'arrête le liquide dans le tube *DC* : ce point est le 0°; on entoure de glace fondante la boule *D*; on place l'instrument dans une chambre à 10°, ou à tout autre degré; on sépare l'une de l'autre les deux boules au moyen d'un écran : alors la boule *B* se trouve à 10°; l'air qu'elle renferme, plus dilaté que celui de la boule *D*, pousse le liquide en avant, et le fait élever dans la branche *DC* jusqu'à une certaine hauteur que l'on note. L'intervalle compris entre ce point et le 0° est divisé en cent parties égales. Si l'on voulait avoir des degrés au-dessous de 0°, on ferait une opération inverse, en entourant la boule *B* de glace et en chauffant la boule *D*. Dix degrés de ce thermomètre correspondent à un degré du thermomètre centigrade. En se servant de cet instrument, on doit avoir présent à l'esprit que le liquide coloré montera d'autant plus dans la branche *DC*, que

l'air de la boule B sera plus échauffé par rapport à celui que contient l'autre boule : ce thermomètre indique donc la différence de température des deux espaces occupés par les boules B, D : c'est ce qui lui a valu le nom de *thermomètre différentiel* : il sert à mesurer les températures très basses. Rumfort inventa, après M. Leslie, un instrument auquel il donna le nom de *thermoscope*, qui n'est autre chose que le thermomètre différentiel construit sur de plus grandes proportions, et dans lequel l'alcool (esprit-de-vin) remplace l'acide sulfurique.

De la dilatation des corps par le calorique.

19. Nous avons prouvé que les corps sont presque tous dilatés par le calorique : examinons maintenant si la dilatation est la même pour les corps solides, liquides ou gazeux, soumis aux mêmes températures.

La *dilatation des corps solides* est peu marquée, et diffère à peu près dans chacun d'eux : ainsi le fer et le charbon, chauffés au même degré, se dilatent inégalement. On avait cru pendant long-temps que la dilatation, considérée isolément dans un corps solide, était sensiblement proportionnelle à la température ; mais il résulte des expériences de MM. Dulong et Petit, que cette assertion est erronée : en effet, ils ont prouvé que la dilatation des solides augmente avec la température : ainsi, le fer se dilate plus en passant de 300° à 400°, qu'en passant de 100° à 200° : cette dilatation prend surtout un accroissement sensible lorsque le métal est prêt à fondre. Le verre se dilate plus rapidement que les métaux solides, et la dilatation de ceux-ci est plus rapide que celle du mercure.

20. La *dilatation des liquides* de différente nature, soumis à la même température, varie comme celle des solides ; pour le prouver, on prend plusieurs boules de

verre, vides et surmontées de tubes de la même matière; on introduit dans l'une d'elles de l'esprit-de-vin, et dans les autres de l'eau, de l'huile ou du mercure; on note la hauteur du tube à laquelle chacun de ces fluides correspond, puis on les expose dans un vase contenant de l'eau chaude : on ne tarde pas à observer que la dilatation éprouvée par ces substances est inégale. Comme les solides, les corps liquides ne se dilatent pas d'une manière uniforme, surtout lorsqu'ils approchent du point de l'ébullition ou de celui de la congélation : ainsi, par exemple, l'eau se dilatera moins en passant de 10° à 20° que lorsqu'elle montera de 70° à 80°.

Le mercure, qui avait été regardé comme le seul liquide faisant exception à cette loi, est absolument dans le même cas, du moins entre la température de 36° au-dessous de la glace fondante et celle de l'eau bouillante.

Toutefois, si la dilatation de ce métal, pris isolément, n'est pas en rapport avec l'accroissement de température, elle le devient lorsqu'il est renfermé dans un tube de verre; c'est qu'alors la dilatation du verre et celle du mercure se combinent, et il en résulte une compensation exacte. On conçoit donc que les thermomètres faits avec ce métal doivent être propres à donner la mesure exacte des températures entre les degrés que nous venons d'indiquer.

21. *Dilatation des gaz.* Il résulte des expériences faites par MM. Gay-Lussac et Dalton, que tous les gaz se dilatent également : ainsi l'air atmosphérique et la vapeur de l'éther, chauffés à un même degré, se dilateront d'une quantité égale. Indépendamment de cette propriété commune, que ne partagent ni les solides ni les liquides, ils en possèdent une autre qui n'appartient pas non plus aux corps des autres classes, savoir que la dilatation de chacun d'eux est la même pour chaque degré. L'expérience prouve, en effet, qu'une partie d'un gaz quelconque, chauffé depuis le degré de glace fondante jusqu'à celui de l'ébullition de l'eau, se

dilate de 0,375 de son volume. Suivant M. Gay-Lussac, cette uniformité de dilatation n'aurait lieu qu'entre 0° et 100°; mais elle existe à des températures beaucoup plus élevées, d'après les expériences de MM. Dulong et Petit. Nous tirerons parti de ces données, que nous nous contentons d'indiquer ici, en nous réservant d'y revenir à l'article *Analyse des gaz.*

Causes de l'état et du changement d'état des corps.

22. Nous avons vu, 1° que les molécules intégrantes des corps tiennent entre elles en vertu de la force de cohésion ou d'attraction; 2° qu'on peut les éloigner les unes des autres, en les soumettant à l'action du calorique, de manière à opérer dans les corps dont elles font partie une plus ou moins grande dilatation. Nous avons conclu de ces faits que l'état solide, liquide ou gazeux des différentes substances dépend du rapport qui existe entre ces deux forces : ainsi, supposons pour un instant que la chaleur du globe soit extrême; la dilatation sera telle que tous les corps seront gazeux; si elle est nulle ou presque nulle, l'attraction deviendra tellement prépondérante, qu'il n'y aura que des solides; enfin, si chacune de ces forces agit modérément, nous pouvons concevoir qu'il y aura des substances solides, liquides et gazeuses. Ces considérations nous permettent d'établir que *le passage d'un corps solide à l'état liquide d'abord, puis à l'état gazeux, ne peut avoir lieu sans que le corps absorbe le calorique nécessaire pour vaincre sa force de cohésion*, et vice versâ; *que, lorsque de gazeux il devient liquide ou solide, il doit perdre du calorique, puisque ses molécules se rapprochent.* Nous devons maintenant étudier les phénomènes que présentent les corps dans ces différents passages.

De la fusion des corps par le calorique.

23. Lorsqu'on soumet à l'action du calorique un corps solide susceptible de fondre, tel que le plomb, on remarque qu'il s'échauffe de plus en plus jusqu'à ce qu'il commence à fondre; dès cet instant la température reste la même, et ce n'est que lorsque toute la masse a été fondue qu'elle commence de nouveau à s'élever. Voici un fait qui met cette vérité hors de doute. Que l'on chauffe une livre de glace dont la température est à 10° au dessous du zéro, sa température s'élèvera; si, lorsqu'elle est parvenue à zéro, degré auquel elle commence à fondre, on la mêle avec une livre d'eau à 75°+0, la livre de glace absorbe le calorique de l'eau chaude, passe de l'état solide à l'état liquide, et la température reste toujours à 0°. Les physiciens ont désigné sous le nom de *calorique latent* cette quantité de calorique qui n'est pas sensible au thermomètre, et qui, dans ce cas, est employée à opérer le passage de l'état solide à l'état liquide; tandis qu'ils ont donné le nom de *calorique libre* ou *sensible* à celui qui agit sur le thermomètre, élève la température des corps et nous échauffe.

24. On est loin de pouvoir affirmer que tous les corps se dilatent en passant de l'état solide à l'état liquide : en effet, plusieurs d'entre eux occupent un volume plus petit après ce passage : tels sont la glace, le fer, le bismuth, l'antimoine, presque tous les sels qui cristallisent en prismes, etc. On a observé, depuis long-temps, que tous ces corps se dilatent sensiblement en passant de l'état liquide à l'état solide, au point que les vaisseaux de verre remplis de ces liquides se brisent ordinairement lorsque la solidification a lieu. On a expliqué ce phénomène en disant que les molécules de ces corps à l'état solide sont disposées entre elles de manière à occuper un plus grand espace que lorsqu'elles sont liquides.

25. La fusion des divers corps solides s'opère à des températures différentes : on a appelé *très fusibles* ceux que la plus légère chaleur suffit pour fondre, et on a donné le nom d'*infusibles* à ceux dont la fusion ne peut s'obtenir dans le meilleur feu de nos forges; mais il est évident qu'il n'existe point de corps infusibles : ceux qui ont été regardés comme tels fondent facilement si on les soumet à un degré de chaleur supérieur à celui de nos forges, comme on peut s'en assurer en employant le chalumeau de Hare, ou celui de Brook. (*V. Hydrogène.*)

De la transformation des liquides en gaz.

26. Nous avons dit que les molécules d'un très grand nombre de corps pouvaient être assez éloignées par le calorique, pour passer à l'état aériforme ou de gaz. On appelle *gaz permanent* celui qui ne change point d'état, lors même qu'il est soumis à un refroidissement et à une pression considérables : tel est, par exemple, l'air atmosphérique. On donne le nom de *gaz non permanent* ou de *vapeur* à celui qui devient liquide ou solide lorsqu'on le refroidit ou qu'on le soumet à une pression convenable (1). Nous ne devons nous occuper ici que des vapeurs, et nous croyons devoir exposer leurs propriétés avant d'examiner les phénomènes de leur formation.

---

(1) Il résulte des expériences faites en 1823 et 1824, par MM. Faraday et Davy, en Angleterre, et par M. Bussy, en France, que plusieurs des gaz considérés jusqu'à présent comme *permanents* peuvent être ramenés à l'état liquide : ces gaz sont le *chlore*, le *protoxyde de chlore*, le *protoxyde d'azote*, l'*ammoniac*, l'*acide sulfureux*, l'*acide hydrosulfurique*, l'*acide carbonique*, l'*acide hydrocyanique* et le *cyanogène*. (*Annales de chimie et de physique*, tome XXII.) Le procédé mis en usage par M. Davy, pour condenser quelques-uns de ces gaz, consiste à les placer à l'une des extrémités d'un

Des propriétés des vapeurs.

A. Les vapeurs parfaitement formées sont pour la plupart invisibles (1). On peut se servir, pour prouver ce fait, de la vapeur de l'eau, qui se trouve constamment dans l'air. Il ne restera aucun doute sur son invisibilité, si nous démontrons qu'elle existe dans l'atmosphère lorsque celle-ci n'offre aucun nuage, et que l'air est invisible et parfaitement transparent (2). *Expérience.* Que l'on fasse un mélange de sel commun et de neige ou de glace pilée ; qu'on l'expose à l'air dans une terrine, bientôt la surface externe de celle-ci se recouvrira d'une couche blanche qui n'est autre chose que la vapeur aqueuse de l'air solidifiée : en effet, le mélange dont nous parlons a la faculté de produire un refroidissement de plusieurs degrés au-dessous de zéro,

---

tube recourbé, fermé hermétiquement, et à les isoler, par un peu de mercure, du reste du tube où se trouvera de l'éther, de l'alcool ou de l'eau, qu'on échauffera ensuite; la pression exercée par la vapeur d'éther a été assez forte pour faire passer à l'état liquide les gaz acides *hydrocyanique* et *sulfureux*. Les liquides obtenus par la condensation des gaz peuvent être employés comme agents mécaniques, attendu que la force élastique de leurs vapeurs augmente ou diminue rapidement par de légers changements de température. (*Voy.* aux articles *chlore* et acide *sulfureux*, les procédés employés par MM. Faraday et Bussy.)

(1) Nous disons pour la plupart, car la vapeur de l'iode est violette, et la vapeur nitreuse est jaune-orangée.

(2) Rigoureusement parlant, on ne peut pas dire que l'air soit invisible, car il est bleu; mais cette couleur n'est sensible que lorsqu'il est en masse, comme, par exemple, dans ce que l'on appelle *ciel.* Il est même probable que l'air qui se trouve dans une chambre nous paraîtrait bleu, si la lumière réfléchie par les autres corps ne nous empêchait pas de voir sa couleur, qui est excessivement faible.

et, par conséquent, d'enlever du calorique à tous les corps environnants, parmi lesquels se trouve la vapeur contenue dans l'air. Ce fait nous permet d'expliquer un phénomène connu, savoir que les caves fument en hiver. La température de ces lieux est constamment de $10^\circ + 0^\circ$: en hiver, l'air de la cave, plus chaud et plus dilaté que celui de l'atmosphère, cherche à en sortir, et se trouve en contact avec de l'air froid ; celui-ci absorbe du calorique à la vapeur qu'il contient, la condense et la fait paraître sous la forme d'un nuage ou de fumée. 2° Lorsqu'on expose à l'air parfaitement transparent des substances sèches et avides d'eau, elles ne tardent pas à s'humecter et à se dissoudre : la pierre à cautère (potasse), le chlorure de calcium (muriate de chaux), la terre foliée de tartre (acétate de potasse), sont dans ce cas.

B. La vapeur occupe un espace beaucoup plus grand que celui du liquide qui a servi à la former : ainsi, un pouce cube d'eau liquide à $4^\circ + 0$ occupe 1698 pouces cubes lorsqu'il est à l'état de vapeur. *Expérience.* M. Gay-Lussac a prouvé ce fait en réduisant en vapeur une quantité déterminée d'eau contenue dans un petit tube qu'il avait placé dans une cloche graduée pleine de mercure et renversée sur un bain de ce métal. Il est évident qu'au moment de la vaporisation de l'eau, le tube a été brisé, et le mercure de la cloche refoulé en bas : alors on a pu déterminer quel était l'espace occupé par la vapeur, puisque la cloche était graduée.

C. La vapeur a exactement la même température que celle de la couche du liquide qui la fournit et qui est immédiatement en contact avec elle. On peut s'en convaincre en plongeant un thermomètre dans la vapeur qui se forme lorsque l'on fait bouillir un peu d'eau dans un grand vase.

D. La vapeur jouit d'une force expansive extraordinaire connue sous le nom de *tension.* Vauban a trouvé, par des

expériences qui demanderaient à être répétées, que 140 livres d'eau en vapeur produisent une explosion capable de faire sauter une masse de 77,000 livres; tandis que 140 livres de poudre ne produisent le même effet que sur une masse de 30,000 livres. La tension ou la pression de la vapeur varie suivant les températures. D'après M. Dalton, celle de l'eau, à zéro therm. centigr., n'est que de 0,0058 mètre, tandis qu'à 30° elle est de 0,03073 mètre.

E. La vapeur contient une très grande quantité de calorique. MM. Clément et Désormes ont fait voir qu'un kil. de vapeur d'eau à 100°, mis en contact avec 5 kil. 66 d'eau à 0°, élève la température des 6 kil, 66 résultants à 100°, pourvu qu'il n'y ait point de perte.

M. Desprêtz a déterminé les quantités de chaleur que prennent les divers liquides pour se constituer à l'état de vapeur, et il est arrivé à cette conséquence, que les chaleurs latentes des vapeurs sont sensiblement en raison inverse de leurs densités (*Ann. de phys. et de ch.*, nov. 1823).

F. La vapeur peut aussi passer à l'état liquide par la compression. Supposons qu'un espace rempli de vapeur soit diminué de moitié, la moitié de la vapeur se condensera; si l'espace est réduit au tiers, les deux tiers de la vapeur seront condensés; enfin, si la compression a lieu dans le vide, et qu'elle soit assez forte, la condensation sera totale.

G. Il n'en est pas de même lorsque la vapeur est mêlée à l'air; quelque grande que soit alors la force comprimante, la vapeur n'est jamais condensée en entier.

De la formation des vapeurs dans le vide.

27. Si l'on place un liquide dans un espace vide, par exemple, sous le récipient de la machine pneumatique (1),

(1) On fait le vide au moyen d'une machine que l'on

il se forme aussitôt une certaine quantité de vapeur, quelle que soit la température de ce liquide. La quantité de vapeur produite est d'autant plus grande, 1° que l'espace dans lequel elle se forme est plus considérable; 2° que la température du liquide est plus élevée : ainsi de l'eau à 10° + o fournira, dans un espace E, moitié moins de vapeur que dans un espace double $2\ E$, pourvu que la température soit la même. D'un autre côté, de l'eau à 12° fournira plus de vapeur que celle qui n'est qu'à 10°, si toutefois l'espace dans lequel elle se forme ne varie pas. Nous devons encore ajouter que la quantité de vapeur produite augmente dans un plus grand rapport que la température : ainsi il s'en formera davantage de 10° à 20°, qu'il ne s'en produit de 0° à 10°.

La nature des liquides influe aussi sur la quantité de vapeur formée : l'acide sulfurique, l'éther et l'eau, par exemple, placés dans un espace de même grandeur et à la même température, fourniront des quantités inégales de vapeur. On a cru, pendant un certain temps, qu'il s'en formait d'autant plus, ou que la vapeur était d'autant plus dense, que le liquide entrait plus difficilement en ébullition; mais cette loi, qui est vraie pour un grand nombre de liquides, se trouve en défaut lorsqu'on l'applique au carbure de soufre, liquide moins volatil que l'éther, et cependant dont la vapeur est plus légère.

---

nomme *pneumatique*, dont on trouve la description dans tous les ouvrages de physique. Il y a beaucoup de rapport entre la manière dont on vide l'air d'une cloche au moyen de cette machine, et la manière dont on vide l'eau d'un vase au moyen d'une seringue : lorsqu'on tire à soi le piston d'une seringue, le corps de pompe se remplit d'eau; dans la machine pneumatique, quand on fait mouvoir le piston, le corps de pompe se remplit d'air qui s'échappe dans l'atmosphère par des ouvertures munies de soupapes.

Comment se fait-il que l'eau à 10°, placée dans le vide, donne de la vapeur qui, comme nous l'avons dit, renferme une très grande quantité de calorique? Quel est le corps qui fournit ce calorique? L'eau elle-même. Supposons, pour concevoir ce phénomène, que l'on emploie 100 grains d'eau à 10°, et qu'il y en ait 20 grains de vaporisés, les 80 autres ont fourni le calorique nécessaire pour former la vapeur, en sorte qu'au bout d'un certain temps, leur température se trouvera à 6° ou à 4°, et même à un degré inférieur.

M. Leslie a fait une application fort intéressante de ces données. *Expérience.* On place sous le récipient de la machine pneumatique deux capsules éloignées l'une de l'autre; la première contient de l'eau, l'autre renferme de l'acide sulfurique concentré, qui a beaucoup d'affinité pour ce liquide; on fait le vide; une partie de l'eau s'évapore, occupe l'espace auparavant vide, mais ne tarde pas à être absorbée par l'acide; le récipient se trouve vide de nouveau; l'évaporation et l'absorption recommencent jusqu'à ce que l'eau de la capsule ait fourni assez de calorique à celle qui s'est vaporisée pour passer à l'état solide. Dans cette expérience, l'acide sulfurique s'échauffe et s'affaiblit.

M. Leslie a également prouvé que le basalte porphyrique, en décomposition, agit de la même manière que l'acide sulfurique : lorsque ce corps a été bien desséché, il absorbe la cinquantième partie de son poids d'humidité, sans que son pouvoir absorbant ait été affaibli de moitié, et la vingt-cinquième partie avant qu'il soit réduit au quart; il n'est saturé que lorsqu'il a absorbé près du cinquième de son poids d'eau. Suivant M. Leslie, le basalte dont nous parlons, et même la terre des jardins bien desséchée et réduite en poudre, peuvent faire congeler plus du sixième de leur poids d'eau, pourvu qu'on les fasse agir par une grande surface. Il est à remarquer que les poudres qui ont déjà servi, acquièrent, par la dessiccation, la pro-

priété de congeler une nouvelle quantité de liquide. Ces résultats pourront fournir des applications utiles pour les arts.

M. Configliachi, professeur de Pavie, est parvenu depuis à congeler de l'eau dont il avait imbibé une éponge, en faisant le vide et sans ajouter d'acide sulfurique : la température de l'air extérieur était à 18° therm. centigr.; elle était sous le récipient, à 3°—0. Il a remarqué que cette congélation était précédée d'un abaissement du thermomètre de quelques degrés au-dessous de zéro; mais que, lorsqu'elle commençait, le mercure montait à zéro, point auquel il restait pendant tout l'acte de la congélation.

De la formation des vapeurs à l'air libre.

28. Muschenbroeck, Leroy, de Montpellier, et plusieurs autres savants, avaient imaginé que la vapeur se formait dans l'air en vertu de l'affinité de ce gaz pour l'eau; dans ce cas, il devrait s'en produire davantage dans un espace rempli d'air que dans celui qui est vide : or l'expérience prouve le contraire, comme l'a fort bien établi M. Dalton.

Expérience qui prouve que, tout étant égal d'ailleurs, il se forme autant de vapeur dans l'air que dans le vide, ou, en d'autres termes, *que la tension de la vapeur est la même dans les deux cas.* On prend un ballon à deux tubulures AB (pl. 6, fig. 46); l'une d'elles livre passage à un baromètre EF; à l'autre sont adaptés deux robinets CD, séparés l'un de l'autre par un petit espace. Après avoir fait le vide dans le ballon, on ouvre le robinet C; on introduit de l'eau dans l'espace compris entre les deux robinets; on ferme le robinet C et on ouvre le robinet D; l'eau tombe dans le ballon : or, comme celui-ci est vide, une portion du liquide se vaporise, presse la surface du mercure E, qui était presque au niveau de celle que contenait la branche F, et celui-ci monte : on note avec soin

le degré auquel il parvient. On répète la même expérience après avoir rempli le ballon d'air parfaitement sec ou d'un autre gaz qui soit sans action sur l'eau, et l'on voit que l'élévation du mercure dans la branche *F*, déterminée par la vapeur qui s'est formée, est la même que dans le cas où le ballon était vide, si toutefois on y ajoute celle que produit l'air dont le ballon est rempli.

La quantité des vapeurs formées dans l'air dépend donc également de l'espace, de la température et de la nature du liquide. Il n'y a d'autre différence entre ce mode de formation et celui qui a lieu dans le vide, si ce n'est que dans celui-ci la vaporisation est plus prompte; d'où il suit que la pression de l'air, ou de tout autre gaz, n'exerce aucune action sur la vapeur qu'il peut contenir (1).

On peut, à l'aide de l'expérience rapportée § 28, déterminer la tension des vapeurs; mais on y parvient plus facilement par le procédé suivant : on introduit du mercure dans une tube de verre d'environ 30 pouces de long et de 6 lignes de diamètre, ouvert par l'une de ses extrémités et fermé par l'autre; lorsqu'il est presque plein de mercure,

(1) Dans un très beau travail sur les causes de l'électricité répandue dans l'atmosphère, M. Pouillet établit qu'il y a production d'électricité pendant la vaporisation des dissolvants par la chaleur : ainsi l'eau tenant en dissolution de la potasse ou de la soude, fournit une vapeur électrisée résineusement, tandis que le résidu alcalin offre l'électricité vitrée; la dissolution de sel marin donne, lorsqu'on la fait évaporer, une vapeur électrisée vitreusement, tandis que le résidu est électro-résineux. L'auteur conclut de ces faits, et de plusieurs autres, que l'évaporation de l'eau de la mer est une des principales sources du fluide électrique; que toutes les solutions répandues à la surface du globe, concourent, en s'évaporant, à la production de l'électricité, et que les réactions chimiques opérées dans les végétaux y contribuent puissamment.

on achève de le remplir avec le liquide dont on veut connaître la tension, et on le purge d'air (1); dans cet état on bouche son ouverture avec le doigt, et on le plonge verticalement dans un bain de mercure; on note la hauteur à laquelle s'arrête le liquide qu'il renferme, et on retranche cette hauteur de celle à laquelle s'élève le mercure d'un baromètre (2) : la différence répond à la tension du liquide. Il est évident que, dans cette expérience, le liquide dont on cherche à déterminer la tension se réduit en vapeur, parce qu'il se trouve dans le vide; la vapeur formée repousse par sa force élastique la colonne de mercure, qui, par la pression de l'air extérieur, tendrait à élever le métal en général jusqu'à 28 pouces.

De l'ébullition des liquides.

29. Les liquides soumis à l'action du calorique, se dilatent, s'échauffent, et, lorsque la température est arrivée à un certain degré, qui varie pour chacun d'eux, et suivant les circonstances où ils sont placés, se transforment rapi-

---

(1) On parvient à le purger d'air en bouchant l'extrémité ouverte du tube avec le doigt, en le renversant et en promenant à plusieurs reprises le liquide dans toute sa longueur; par ce moyen, les petites bulles d'air qui adhèrent aux parois du tube se détachent; alors on place le tube dans une position verticale, et de manière à ce que l'ouverture soit en haut. Dans cet état, le liquide dont on veut connaître la tension, ainsi que l'air, gagnent la partie supérieure, et il suffit d'enlever le doigt pour donner issue à ce dernier. La portion du tube, auparavant occupée par l'air, est remplie par une nouvelle quantité du liquide soumis à l'expérience.

(2) La hauteur est toujours plus considérable dans le baromètre.

dement en vapeur et s'agitent : leurs molécules sont soulevées, heurtent les parois des vases qui les contiennent, et font entendre un bruit plus ou moins remarquable : c'est l'ensemble de ces phénomènes qui constitue l'*ébullition.*

1° Aussitôt qu'un liquide entre en ébullition, sa température cesse de s'élever, quel que soit le degré de chaleur du fourneau sur lequel le vase est placé ; tout le calorique alors est employé à transformer le liquide en vapeur ; il se combine avec lui et devient latent. D'après les expériences de M. Gay-Lussac, la vapeur de l'eau, comme nous l'avons dit, occupe un espace 1698 fois plus considérable que celui qu'elle offrait à l'état liquide : l'on concevra donc sans peine qu'il faut une quantité prodigieuse de calorique pour opérer une pareille dilatation. Voici un fait qui prouve évidemment que la vapeur formée a absorbé beaucoup de calorique : que l'on mêle ensemble 2 livres d'eau à 100° et 16 livres de limaille de fer à 150° ; la température du mélange sera de 100°, et il se formera une très grande quantité de vapeur : or les 16 livres de limaille ont perdu beaucoup de calorique, puisque, de 150°, elles ont baissé à 100°, et l'on voit qu'il ne peut y avoir que la vapeur qui ait absorbé ce calorique.

2° L'ébullition des liquides a lieu d'autant plus facilement que la pression à laquelle ils sont soumis est moindre : ainsi l'eau ne bout qu'à la température de 100°, lorsqu'elle supporte tout le poids de l'atmosphère ; dans le vide, elle peut bouillir à 20°, et même au-dessous ; et l'on sait parfaitement qu'elle exige beaucoup moins de 100° pour bouillir, lorsqu'on fait l'expérience sur la cime d'une montagne, où la pression de l'atmosphère est moindre qu'à la surface de la terre. Un effet inverse a lieu si on soumet le liquide à une pression très forte. Que l'on introduise de l'eau dans un cylindre de fer ou de laiton, dont le couvercle est assujetti par une forte vis ; le liquide pourra supporter une chaleur rouge sans entrer en ébullition,

mais si on supprime la pression, tout-à-coup il se réduit en vapeurs. Ce cylindre porte le nom de *marmite de Papin.*

3° La nature des vases influe aussi sur le degré de chaleur nécessaire pour faire bouillir les liquides, comme l'a prouvé Achard. M. Gay-Lussac a remarqué que l'eau, qui n'exige que 100° pour entrer en ébullition dans un vase métallique, ne bout qu'à 101°, 3 dans un vase de verre, à moins qu'on ne mette dans celui-ci des métaux pulvérisés.

4° Enfin l'ébullition des liquides est *presque constamment* retardée par les substances salines, sucrées ou autres qu'ils tiennent en dissolution. Les corps étrangers, *suspendus* dans ces liquides, jouissent au contraire de la propriété d'abaisser plus ou moins le degré de l'ébullition, comme l'a observé Bostock, pour l'éther, pour l'alcool et pour l'eau, en employant des copeaux de cèdre, de limaille de cuivre, des petits fragments de verre, etc. (*Journal de pharmacie*, tom. XIe, an 1825.)

Maintenant que nous connaissons les principales propriétés du calorique rayonnant, les degrés de dilatation qu'il détermine lorsqu'il pénètre les corps, et les instruments propres à mesurer les températures, nous devons étudier les phénomènes que présentent ces mêmes corps lorsqu'on veut les échauffer : or ces phénomènes varient suivant qu'ils sont plongés dans le foyer d'où émane le calorique, ou qu'ils en sont à une certaine distance.

§ Ier. EFFETS DU CALORIQUE SUR LES CORPS QUI SONT IMMÉDIATEMENT EN CONTACT AVEC LE FOYER D'OÙ IL ÉMANE.

30. On sait que des corps de différente nature, mis pendant un temps donné dans un fourneau rempli de charbons ardents, ne nous semblent pas également chauds; ainsi, que l'on recouvre de charbons ardents une des extrémités de deux petits cylindres égaux, l'un de fer, l'autre de résine; au bout de deux minutes, le premier paraîtra chaud, même à l'extrémité qui n'est pas en contact avec le foyer

ardent, tandis que l'autre le sera à peine. En général, *les corps s'échaufferont d'autant plus vite qu'ils seront meilleurs conducteurs du calorique, et que leur capacité pour cet agent sera moindre.*

De la faculté conductrice des corps pour le calorique.

Il existe des corps qui laissent passer facilement le calorique, d'autres qui ne le propagent qu'avec la plus grande difficulté : les premiers portent le nom de *conducteurs ;* les autres sont appelés *mauvais conducteurs.* Nous allons examiner cette faculté dans les corps solides, liquides et gazeux.

31. *Faculté conductrice des corps solides.* La plupart des métaux sont d'excellents conducteurs du calorique. Suivant M. Despretz, la conductibilité du cuivre est plus grande que celle du fer dans le rapport de 12 à 5; elle est à peu près la même pour le fer, le zinc et l'étain, tandis que pour le plomb elle est moindre que la moitié de celle du fer. Ces expériences ne s'accordent guère avec les sentiments des physiciens, qui pensaient que, plus les métaux sont pesants, et plus, à quelques exceptions près, ils sont bons conducteurs du calorique. Le marbre, dont la faculté conductrice n'est que la seizième partie de celle du fer, et deux fois meilleur conducteur que la porcelaine et que la terre de brique, qui occupe à peu près le même rang. Le verre, le bois, le charbon, les résines, etc., sont *mauvais conducteurs* du calorique : si l'on prend deux tiges d'égale longueur et d'égale épaisseur, l'une de verre, l'autre de fer; si l'on recouvre de cire une de leurs extrémités, on observe, en chauffant les extrémités non couvertes, que la cire portée par la tige de verre ne commence pas encore à entrer en fusion lorsque l'autre est entièrement fondue; ce qui prouve combien la faculté conductrice du fer est supérieure à celle du verre: d'ailleurs,

personne n'ignore que l'artiste qui souffle le verre tient impunément ce corps entre les doigts, près de la partie qui est rouge, tandis qu'il serait brûlé s'il touchait une barre de fer près du point rougi.

Les corps solides conducteurs du calorique le transmettent dans toutes les directions, de bas en haut, de haut en bas, et latéralement, sans que les parties qui les composent soient sensiblement déplacées; ainsi, quel que soit le point d'une barre de fer soumis à l'action du calorique, celle-ci ne tardera pas à être échauffée dans tous ses points, et il nous aura été impossible d'apercevoir le moindre changement dans la position de ses parties: *il n'en est pas de même des liquides.*

Plus les corps solides sont bons conducteurs du calorique, plus ils nous semblent froids quand nous les touchons, parce que, dans un temps donné, toutes choses égales d'ailleurs, ils enlèvent à nos organes une plus grande quantité de calorique. A la vérité, la densité des corps influe aussi sur cette sensation; plus ils sont denses, plus ils nous paraissent froids, parcequ'ils nous touchent par un plus grand nombre de points, et nous enlèvent par conséquent plus de calorique.

32. *Faculté conductrice des corps liquides.* Rumford pensait que les corps liquides ne sont pas conducteurs du calorique; mais cette opinion a été combattue avec succès par MM. Thomson et Murray; et aujourd'hui on s'accorde généralement à les regarder comme des conducteurs lents et imparfaits.

Expériences propres à prouver la faculté conductrice des liquides. 1° Que l'on introduise du mercure dans un vase de verre, et que l'on verse par-dessus une certaine quantité d'eau chaude; celle-ci restera à la surface en raison de sa légèreté, et le mercure s'échauffera lentement, tandis qu'il ne devrait pas s'échauffer du tout si l'assertion de Rumford était exacte. 2° On commence par se procurer

un vase de glace en faisant geler de l'eau dans un verre, on le creuse et on remplit alternativement la cavité d'huile de lin ou de mercure; on dispose au-dessus de la surface de ces liquides un vase de fer plat contenant de l'eau bouillante, et on place un thermomètre à une certaine distance au-dessous de cette surface; on ne tarde pas à observer que cet instrument monte de quelques degrés : donc une partie du calorique libre de l'eau bouillante est transmise de haut en bas et traverse l'huile de lin ou le mercure, puisqu'elle échauffe le thermomètre qui est plongé dans ces liquides; et si l'élévation de température indiquée par le thermomètre n'est pas plus considérable, cela doit être attribué à ce que les parois de la sphère absorbent du calorique. Cette expérience est plus concluante que la précédente, dans laquelle on se sert d'un vase de verre dont les parois finissent par s'échauffer et par communiquer du calorique au mercure.

Mais si la conductibilité des liquides est prouvée par les faits que nous venons de rapporter, il importe de faire voir qu'ils ne possèdent cette propriété qu'à un degré très faible.

Expérience. Lorsqu'on fait geler dans le fond d'un tube de verre une certaine quantité d'eau, et que l'on remplit le tube avec de l'eau liquide à la température ordinaire, on observe que l'on peut faire bouillir fortement l'eau qui est à la partie supérieure, sans que la glace fonde ni s'échauffe sensiblement.

Mais, objectera-t-on, de l'eau placée sur le feu s'échauffe et bout en quelques minutes : peut-on concevoir ce phénomène sans admettre que ce liquide est bon conducteur ? Nous répondrons par l'affirmative. L'eau et les liquides en général, placés dans cette circonstance, s'échauffent en vertu du déplacement qu'éprouvent leurs parties : ainsi la première couche, occupant le fond du vase, est échauffée, se dilate, devient plus légère, s'élève,

et est remplacée par une autre plus froide, qui, à son tour devenue première, est dilatée et élevée; d'où l'on voit qu'il s'établit deux courants, l'un de couches dilatées chaudes qui s'élèvent, l'autre de couches froides qui descendent. C'est le premier courant qui échauffe principalement la masse du liquide, en communiquant une portion de son calorique aux molécules d'eau moins chaudes qu'il traverse. Il est donc évident que cette masse est échauffée, 1° par l'élévation non interrompue des couches chaudes; 2° par une quantité de calorique excessivement faible, transmise directement de bas en haut, et qui est en rapport avec le peu de conductibilité de l'eau; d'où il résulte qu'il est impossible d'échauffer rapidement un liquide dont la surface supérieure seule est échauffée : en effet, dans ce cas, la couche supérieure se dilate, devient plus légère, et, loin de pouvoir descendre pour échauffer les couches sous-jacentes, se transforme en vapeur et se répand dans l'air; il ne reste donc plus, pour échauffer ces couches, que le calorique transmis directement de haut en bas, et qui est en très petite quantité, parce que les liquides sont de mauvais conducteurs.

33. *Faculté conductrice des corps gazeux.* Plus mauvais conducteurs encore que les liquides, les gaz s'échauffent pourtant rapidement, parce qu'ils ont peu de capacité pour le calorique, et que leurs molécules, excessivement mobiles, permettent facilement la circulation des courants ascendants chauds et des courants descendants froids.

De la Capacité des corps pour le calorique.

34. Deux corps de *différente nature*, égaux en poids, par exemple une livre d'étain et une livre de cuivre à 0°, placés dans un vase contenant de l'eau bouillante, ne tardent pas à être à la même température que l'eau, c'est-à-dire à 100° thermomètre centigrade; mais il est aisé de

prouver que ces deux corps, pour arriver à la même température, absorbent des quantités de calorique différentes : en effet, si, immédiatement après les avoir retirés de l'eau bouillante, on les entoure de glace fondante, ils reviennent à 0°, et perdent le calorique qui avait élevé leur température depuis 0° jusqu'à 100° : or, ce calorique, devenu libre, fondra une quantité de glace qui n'est pas la même pour l'un que pour l'autre de ces deux corps, ce qui devrait arriver si le calorique qu'ils émettent était en égale quantité. On désigne sous le nom de *calorique spécifique* cette quantité de calorique que deux corps de poids égal exigent pour passer d'un degré à un autre ; et l'on nomme *capacité des corps pour le calorique* la faculté qu'ils ont d'absorber une plus ou moins grande quantité de cet agent, pour s'élever à la même température. Un corps à 0° parvient d'autant plus vite à 100°, ou s'échauffe d'autant plus rapidement que sa capacité pour le calorique est moindre, toutes choses égales d'ailleurs.

Peut-on déterminer quelle est la capacité des différents corps pour le calorique ? On a proposé plusieurs méthodes propres à remplir cet objet : nous allons faire connaître les principales, en commençant par celle de Crawford.

35. *Corps de nature différente n'exerçant pas entre eux une action chimique.* Si les corps sont liquides, on les mêle deux à deux, sous des poids égaux, et à des températures différentes ; on note la température du mélange, et on juge par là de leur capacité pour le calorique : par exemple, un mélange fait avec une livre de mercure à 0° et une livre d'eau à 34° + 0°, marque au thermomètre 33° + 0° ; le mercure passe donc de 0° à 33° + 0°, tandis que l'eau descend de 34° à 33° ; d'où l'on doit conclure qu'il n'a fallu à la livre de mercure, pour passer de 0° à 33°, que la quantité de calorique capable de faire monter l'eau d'un degré, c'est-à-dire de 33° à 34° : donc la capacité du mercure est $\frac{1}{33}$ de celle de l'eau.

Ce que nous disons du mercure et de l'eau s'applique également à tout autre fluide.

36. *Corps de nature différente exerçant entre eux une action chimique.* Il est impossible de parvenir à un résultat exact si on mêle des corps qui, par leur action réciproque, dégagent ou absorbent du calorique, tels que l'eau et l'acide sulfurique : dans ce cas, il faut les mêler avec d'autres corps sur lesquels ils n'exercent aucune action, et dont la capacité pour le calorique soit connue. Ainsi, dans l'exemple que nous venons de citer, on déterminerait le calorique spécifique de l'acide sulfurique en mettant une livre de cet acide à 12° en contact avec une livre de mercure à 0° (température à laquelle ces deux corps n'exercent aucune action chimique) ; on obtiendrait 2 livres de liquide à 11°; d'où l'on conclûrait que le calorique spécifique du mercure étant 1, celui de l'acide est 11. Mais on sait d'une autre part (*voy.* § 35) que le calorique spécifique du mercure étant représenté par 1, celui de l'eau doit l'être par 33 : donc le calorique spécifique de l'acide sulfurique est à celui de l'eau comme 11 à 33. Les vases dans lesquels on opère et l'air ambiant doivent être à la même température que le mélange, et celui-ci doit être fait promptement, afin qu'il n'y ait point de calorique absorbé ou cédé par lui.

37. Lavoisier et M. de Laplace ont inventé un instrument, le *calorimètre*, à l'aide duquel ils ont déterminé *la capacité des corps de nature différente pour le calorique, ainsi que la quantité de calorique relative qui se dégage pendant la combustion des corps, la respiration des animaux*, etc. Le principe sur lequel repose l'opération est fondé sur un fait que nous avons déjà indiqué, savoir, que lorsqu'on mêle une livre de glace à 0°, qui par conséquent est sur le point de fondre, avec une livre d'eau à 75° thermomètre centigrade, la glace passe de l'état solide à l'état liquide, en absorbant le calorique qui avait élevé la

livre d'eau depuis 0° jusqu'à 75°, et l'on obtient deux livres d'eau liquide à 0°. Maintenant, si l'on a trois corps, *A*, *B*, *C*, chauffés également à 75° thermomètre centigrade, et pesant chacun une livre; si on les entoure de glace fondante, et que *A* fonde deux livres de glace en se refroidissant jusqu'à 0°, que *B* en fonde trois, *C* quatre, on en conclura, en regardant la capacité de la livre d'eau comme 1, que celle de *A* sera 2, celle de *B* 3, et celle de *C* 4. Si le corps dont on veut déterminer le calorique spécifique exerce sur l'eau une action chimique, au lieu de l'entourer immédiatement de glace, on l'enferme dans un vase dont la capacité pour le calorique est connue par une expérience préalable. Nous ne donnerons pas la description de ce calorimètre, parce qu'il est fort peu employé, et qu'il ne fournit de résultats un peu satisfaisants qu'autant que l'on a pris un très grand nombre de précautions qui le rendent d'un usage trop incommode.

38. Rumford a imaginé un autre calorimètre pour parvenir avec facilité à déterminer le calorique qui se dégage pendant la combustion du bois, des huiles et de quelques autres corps; il s'agit de faire passer les produits provenants de cette opération dans un serpentin aplati placé dans une caisse de fer-blanc, de manière à pouvoir être entouré d'eau distillée froide; il est évident que ces produits échaufferont l'eau différemment, suivant qu'ils seront fournis par tel ou tel autre corps, et l'on pourra déterminer, au moyen d'un calcul très simple, la quantité de calorique dégagé par la combustion du corps. La température de l'eau de la caisse doit être au-dessous de celle de l'air ambiant.

C'est à l'aide du calorimètre de Rumford que MM. Delaroche et Bérard sont parvenus à mesurer le calorique spécifique des gaz. (Voy. *Ann. de chim.*, tom. LXXXV.)

39. M. Despretz a imaginé de déterminer le calorique spécifique de plusieurs métaux, en examinant leur refroi-

dissement dans l'air atmosphérique. Il a consigné les résultats de ce travail, qui est plutôt du ressort de la physique que de la chimie, dans un très beau mémoire qu'il a présenté à l'Institut. (Voy. *Ann. de chim. et de phys.*, tom. VI.) On peut conclure de ses expériences que le calorique spécifique du fer, de l'acier, du zinc, de l'étain et du plomb, trouvé par le moyen que nous venons d'indiquer, ne diffère guère de celui qui est donné par les méthodes ordinaires.

40. Après avoir indiqué d'une manière succincte les divers procédés à l'aide desquels on peut parvenir à déterminer les capacités des corps pour le calorique, nous croyons devoir faire connaître les principaux résultats obtenus par les physiciens : 1° les capacités pour le calorique varient dans les différents corps; 2° elles varient encore dans le même corps, suivant qu'il est à l'état solide, liquide ou gazeux : ainsi la capacité de l'eau liquide n'est pas la même que celle de l'eau à l'état solide; 3° elle est *à peu près* la même, en général, pour un corps *liquide* qui ne change pas de forme; par exemple, une livre d'eau à 20° + 0°, et une autre à 50° + 0°, mêlées, donneront deux livres d'eau à 35° + 0°; 4° la capacité des corps solides pour le calorique croît avec les températures mesurées sur le thermomètre à air : en effet, MM. Dulong et Petit ont prouvé que la capacité moyenne de plusieurs métaux entre 0° et 100° est moindre que la capacité des mêmes métaux entre 0° et 300° du thermomètre à air; ainsi, la capacité du cuivre étant 0,0949 entre 0° et 100°, elle sera 0,1013 entre 0° et 300°; 5° la capacité des *gaz* pour le calorique varie dans chacun d'eux.

§ II. EFFETS DU CALORIQUE SUR LES CORPS QUI SONT A UNE CERTAINE DISTANCE DU FOYER D'OU IL ÉMANE.

41. On sait que les corps placés à une certaine distance d'un foyer chaud finissent par s'échauffer. Examinons,

1° la manière dont le calorique lancé par le foyer chaud se comporte dans l'air jusqu'à ce qu'il soit arrivé près de la surface de ces corps; 2° les phénomènes qu'il présente par son action sur ces surfaces.

1° *Le calorique est lancé par le foyer chaud* sous la forme de rayons qui traversent l'air avec beaucoup de vitesse, sans se combiner avec lui. Si le foyer est incandescent, rouge, les rayons calorifiques sont mêlés avec les rayons lumineux : dans le cas contraire, il n'y a que les premiers. Cependant les couches d'air qui entourent immédiatement le foyer échauffé s'échauffent elles-mêmes, sont dilatées, s'élèvent et communiquent ainsi, de proche en proche, une portion de calorique à d'autres couches; en sorte qu'au bout d'un certain temps toute la masse d'air qui se trouve entre le foyer et les corps que nous supposons placés à une certaine distance est échauffée; mais cet effet ne s'opère que lentement, et l'on peut affirmer que l'élévation de température des corps éloignés du foyer doit être principalement attribuée aux rayons calorifiques lancés par le foyer.

2° *Phénomènes que le calorique rayonnant émané du foyer présente, par son action, sur les surfaces des corps.* *A.* Il existe des corps doués à un très haut degré de la faculté de réfléchir les rayons calorifiques; ces corps, dès l'approche de ces rayons, les rejettent en quelque sorte, s'échauffent à peine, ou ne s'échauffent pas du tout : les métaux éminemment polis sont dans ce cas; nous pouvons en donner une preuve en rappelant l'expérience faite avec les deux réflecteurs parfaitement polis. (*Voy.* §. 10.) Aucun de ces réflecteurs ne s'échauffe sensiblement, quoique leurs foyers soient occupés par des corps très chauds. On observe encore une très grande force réfléchissante parmi les corps blancs : Franklin étala sur la surface de la neige quatre morceaux de drap de dimensions égales, mais d'une couleur différente : l'un était blanc, les autres

étaient brun, bleu et noir; le premier, doué d'une grande force réfléchissante, absorba à peine des rayons calorifiques, ne s'échauffa que très peu, et resta à la surface de la neige, tandis que les autres, principalement le morceau noir, absorbèrent du calorique, fondirent de la neige, et s'enfoncèrent beaucoup au-dessous de la surface. M. H. Davy varia cette expérience en substituant aux morceaux de drap six feuilles de cuivre différemment colorées, et il obtint des résultats analogues. Si la réflexion des rayons calorifiques dans les corps doués de cette faculté suit, comme il est probable, la même loi que celle de la lumière, elle sera à son *maximum* lorsque le corps sera dans une position perpendiculaire.

B. Ces corps blancs, polis, doués d'une grande force réfléchissante, perdent cette faculté, en totalité ou en partie, si on les noircit ou qu'on les rende raboteux par un moyen quelconque. *Expériences :* 1° Les réflecteurs enduits de suie noire, et placés d'ailleurs dans les mêmes circonstances qu'auparavant, absorbent un très grand nombre de rayons calorifiques, s'échauffent et jouissent à peine de la faculté réfléchissante : il en est de même si on les dépolit en les rayant avec du sable. 2° Si l'on couvre d'encre de la Chine la boule d'un thermomètre, et qu'on l'expose au soleil lorsque cette couche noire est sèche, le thermomètre s'élève de 5° à 6° de plus qu'un autre thermomètre dont la boule n'a été recouverte d'aucune matière noire. Ces faits nous portent à conclure que *plus le pouvoir réfléchissant d'un corps est augmenté, plus son pouvoir absorbant est diminué*, et *vice versâ*.

Du refroidissement des corps.

42. Après avoir exposé en détail les circonstances qui influent sur l'échauffement des corps que l'on plonge dans un foyer ardent, et de ceux qui en sont à une certaine

distance, nous devons examiner celles qui agissent sur un corps échauffé par l'un ou l'autre de ces moyens, et qui vient à se refroidir. Ces circonstances sont : 1° la capacité de ce corps pour le calorique; 2° sa faculté conductrice; 3° l'état poli ou terne de sa surface; 4° sa couleur; 5° enfin, l'état tranquille ou agité de l'air qui l'entoure.

Capacité du corps pour le calorique et faculté conductrice. Toutes choses égales d'ailleurs, le corps se refroidira d'autant plus vite qu'il aura moins de capacité pour le calorique, et qu'il sera meilleur conducteur.

État poli ou terne de sa surface. Les corps excessivement polis émettent difficilement le calorique, et par conséquent tardent beaucoup à se refroidir. *Expériences:* 1° Deux vases de même nature et de même dimension, l'un bien poli, l'autre raboteux, remplis d'eau bouillante, se refroidissent dans des temps inégaux; celui qui est poli est encore chaud lorsque l'autre est déjà refroidi. 2° Un vase cubique de fer-blanc dont une des faces reste brillante et dont les trois autres sont recouvertes, l'une de papier, l'autre de noir de fumée, l'autre enfin d'une couche de vernis, présente des phénomènes analogues : en effet, lorsqu'on le remplit d'eau bouillante, on observe que le rayonnement du calorique diffère dans chacune de ses faces; il est tellement abondant du côté noir, qu'il est même sensible à la main, tandis que le thermomètre placé à côté de la face brillante monte à peine. La face recouverte d'une couche de vernis se refroidit plus vite que la face brillante, parce que le vernis la rend moins polie. Il résulte des expériences faites par M. Despretz qu'une petite sphère de fer, parfaitement polie, qui se refroidit en 9 minutes 36″ éprouve le même refroidissement en 5 minutes 44″ si on la recouvre d'une couche de vernis : en appliquant une seconde couche de vernis sur la même sphère, le refroidissement est un peu plus rapide : il a lieu en 5 minutes 40″ : une troisième couche ne hâte point le

refroidissement. Il en est de même d'une sphère d'acier, de fonte, de zinc, d'étain et de plomb. Une sphère de laiton, au contraire, éprouve un refroidissement plus rapide par l'application d'une troisième couche de vernis : ainsi, dans les expériences de M. Despretz, cette sphère polie fut refroidie en 8 minutes 41″5; le même refroidissement eut lieu en 4 minutes 57″5 lorsqu'on appliqua une couche de vernis; au moyen d'une seconde couche on obtint ce refroidissement en 4 minutes 49″; enfin, il eut lieu au bout de 4 minutes 45″5 lorsqu'on lui appliqua une troisième couche. Si le nombre des couches de vernis s'élève jusqu'à huit, le refroidissement est plus prompt qu'il ne l'est par la face brillante; mais il est plus lent que lorsqu'il n'y avait que trois couches, ce qui dépend de la nature des substances qui composent les verni : en effet, ces substances sont résineuses, peu conductrices du calorique, et doivent finir, lorsqu'on les accumule, par s'opposer à l'émission de ce fluide. Ces faits nous portent à conclure que *plus le pouvoir réfléchissant d'un corps augmente, plus son pouvoir émissif diminue,* et *vice versâ.*

Couleur. Les corps blancs se refroidissent beaucoup plus lentement que les corps noirs : en effet, l'expérience prouve que leur pouvoir réfléchissant l'emporte de beaucoup sur leur pouvoir émissif.

État tranquille ou agité de l'air. M. Leslie remplit d'eau à 20° deux globes creux de métal, d'un diamètre égal : l'un de ces globes *A* était brillant, l'autre *B* était noir. Il les exposa à un léger vent frais : le globe brillant était à 10° au bout de 44 minutes, tandis que l'autre n'avait besoin que de 33 minutes. Exposé à une bise assez forte, *A* était à 10° au bout de 23 minutes, et *B* au bout de 20 minutes 15 secondes; enfin, soumis à l'action d'un vent violent, *A* n'était à 10° qu'au bout de 9 min. $\frac{1}{2}$, tandis que *B* était à cette température au bout de 9 minutes; d'où l'on doit conclure, 1° que, pour l'un et l'autre globes, le

refroidissement est d'autant plus rapide, que l'air est plus agité ou renouvelé; 2° que le globe noirci se refroidit plus vite que celui qui est brillant.

De l'équilibre du calorique.

43. Nous avons établi qu'un corps chaud placé dans l'air lance un certain nombre de rayons de calorique : or nous pouvons considérer tous les corps de la nature comme étant chauds par rapport à d'autres plus froids : en effet, une livre d'eau bouillante est chaude si on la compare à une livre d'eau liquide à 10°, mais cette dernière devra être regardée comme chaude, si on la compare à une livre de glace à 0°; d'où nous devons conclure que tous les corps rayonnent ou émettent un certain nombre de rayons de calorique. Si le corps est très chaud, l'émission sera considérable, tandis qu'elle sera faible si sa température est peu élevée; et l'expérience prouve que ces deux corps inégalement chauffés, *mis en contact* ou *placés à une certaine distance*, ne tardent pas à acquérir la même température : on dit alors qu'ils contiennent des quantités de calorique qui se font *équilibre*.

L'*équilibre au contact* s'opère par le passage immédiat du calorique du corps plus chaud dans celui qui l'est moins: passage dont la rapidité varie suivant la capacité des corps pour le calorique et leur faculté conductrice : on ignore si, dans ce cas, il y a rayonnement.

Il n'en est pas de même de l'*équilibre à distance*. Imaginons deux corps inégalement chauffés *A* et *B*; tous les deux émettent des rayons calorifiques. *A*, dont la température est plus élevée, absorbe le peu de rayons lancés par *B*; mais il en émet un très grand nombre que *B* absorbe, en sorte qu'au bout d'un certain temps la température de *B* se trouve égale à celle de *A* : alors les quantités émises et les quantités absorbées par le même corps sont

égales, et l'*équilibre* est établi. Il est évident qu'un pareil rayonnement s'établirait dans un appartement où il y aurait trente, cinquante corps inégalement chauffés, et que ces corps finiraient par être à la même température, dans lequel cas le rayonnement continuerait encore.

Des principales hypothèses sur la cause de la chaleur.

44. *Aristote* et les péripatéticiens définissaient la chaleur (calorique) une qualité ou un accident qui réunit ou rassemble des matières homogènes, et qui dissocie ou sépare des matières hétérogènes. Suivant les *épicuriens*, la chaleur (calorique) n'est que la substance volatile du feu, émanée des corps ignés par un écoulement continuel, et réduite en atomes. *Démocrite*, *Boerhaave*, *Homberg*, *Lemery*, *S'Gravesande*, pensaient que le feu est une matière créée dès l'origine du monde, inaltérable dans sa nature, uniformément répandue dans toutes les parties de l'espace, et formée d'une multitude de petits ballons comprimés qui cherchent à s'étendre de toutes parts. D'autres physiciens, à la tête desquels on doit placer *Bacon*, *Macquer*, *Rumford* et *Scherer*, nient l'existence du calorique; ils pensent que la chaleur n'est autre chose qu'une modification des corps, une de leurs manières d'être, un simple mouvement excité dans leurs parties constituantes par une impulsion quelconque, que *Rumford* attribue à un *éther* particulier. Voici ce qui se passe, suivant eux, lorsqu'un corps chaud *A* est en présence d'un corps froid *B* : les vibrations plus rapides des molécules de *A* transmises aux molécules du corps *B* par l'éther qui, suivant Rumford, se trouve dans l'atmosphère, accélèrent leurs vibrations; et, par un effet contraire, les vibrations plus lentes des molécules du corps *B*, auxquelles l'éther sert aussi de véhicule, ralentissent celles des molécules du corps *A*. Les températures sont égales lorsque les vibrations, de part et

d'autre, sont devenues isochrones. Cette hypothèse a aujourd'hui un assez grand nombre de partisants. Les physiciens, qui ne l'adoptent pas, ont cherché à déterminer la matérialité du calorique, au moyen de la balance; mais il faut avouer qu'on n'est jamais parvenu à le peser. Tout ce que *Boyle* a écrit dans son article *De ponderabilitate flammæ* est loin de pouvoir établir le poids de cet agent; il en est de même des expériences faites postérieurement avec l'eau et l'huile de vitriol (*acide sulfurique*), *Schéele* et *Bergman* ne se bornent pas à regarder le calorique comme un fluide particulier; ils le croient composé de phlogistique et d'oxygène. *Deluc* pense qu'il est formé de lumière et d'une base particulière; mais ces opinions nous paraissent un peu trop hasardées.

Application des faits précédemment établis à plusieurs phénomènes connus.

45. Lorsqu'on veut préserver de l'action du froid les fleurs et les fruits, on les recouvre d'un corps mauvais conducteur du calorique, tel que la paille; il en est de même de la neige ou de la glace que l'on renferme dans des souterrains, et qui doivent être à l'abri de l'action du calorique extérieur. La laine que nous mettons sur la peau, est également un mauvais conducteur, et s'oppose à l'émission du calorique dans les parties recouvertes.

Une personne qui sort du bain éprouve du froid, parce que l'eau qui est à la surface du corps, passe de l'état liquide à l'état de vapeur, passage qui s'opère aux dépens d'une portion du calorique de notre corps : par la même raison, on éprouve une sensation analogue lorsqu'on verse sur la main un liquide facilement vaporisable, tel que l'éther, l'esprit-de-vin, etc. On conserve de l'eau fraîche en Espagne au moyen de vases très poreux, nommés *alcarazas*, dont la surface externe est mouillée;

on place ces vases à l'ombre, au milieu d'un courant d'air; l'eau appliquée à cette surface est vaporisée aux dépens du calorique de l'air ambiant, et de l'eau contenue dans le vase.

L'art de faire de bonnes cheminées repose en entier sur ce que nous avons établi : en effet, une cheminée remplira d'autant mieux son but, toutes choses égales d'ailleurs, qu'elle enverra, dans un temps donné, une plus grande quantité de calorique à la personne qui se chauffe : or, on peut disposer cette cheminée de manière à offrir une plaque métallique parfaitement polie, d'une couleur blanchâtre, inclinée de manière à réfléchir la plus grande quantité de calorique possible; alors la personne recevra non seulement les rayons directement lancés par le foyer enflammé, mais encore beaucoup d'autres qui auraient été perdus pour elle, et qui, au moyen de cette disposition très favorable, seront réfléchis de son côté. Les bonnes cheminées doivent encore remplir deux conditions : celle de ne pas fumer, et celle de chauffer aussi également que possible. *A.* On les empêchera de fumer, 1° en activant la combustion du bois au moyen de l'air que l'on fera arriver par deux tuyaux qui viendront aboutir aux parties latérales de la cheminée; car le bois ne fume que parce qu'il est imparfaitement brûlé, comme nous le démontrerons plus tard; 2° en diminuant le diamètre du tuyau par lequel s'élève la fumée produite. *B.* Un autre inconvénient des cheminées mal construites consiste dans la manière dont l'air parvient au foyer qu'il alimente. En effet, à mesure que les rayons de calorique lancés par ce foyer arrivent audevant de la personne qui se chauffe, l'air extérieur froid s'introduit par les portes ou par les fissures, et glace les parties postérieures qu'il touche : on peut obvier à cet inconvénient au moyen des deux tuyaux dont nous avons parlé, et qui sont placés aux parties latérales de la cheminée. Les cheminées bien construites doivent encore offrir

plusieurs tuyaux dans lesquels la fumée puisse circuler; ces tuyaux s'échauffent par ce moyen et rayonnent à leur tour, ce qui contribue nécessairement à élever la température de la masse d'air au milieu de laquelle on est plongé.

Sources du calorique.

46. Le calorique, comme nous le dirons à l'article *Lumière*, fait toujours partie des rayons lumineux lancés par le soleil, qui jouissent à un très haut degré de la faculté de dilater et d'échauffer les corps; mais, indépendamment du soleil, tous les corps placés dans des circonstances convenables, peuvent dégager une plus ou moins grande quantité de calorique : ce dégagement a tantôt lieu par leur compression, tantôt par leur combinaison entre eux.

Compression. On sait qu'il suffit de frotter un corps contre un autre, de le percuter, pour élever sa température, et quelquefois même pour l'enflammer; le rapprochement des molécules, et par conséquent le dégagement du calorique, sont la suite nécessaire de toute compression : si cette assertion avait besoin d'appui, nous pourrions citer un fait généralement connu, l'usage du briquet avec lequel on percute le caillou pour allumer l'amadou.

Combinaison. Dans une multitude de circonstances, les molécules des corps qui se combinent intimement se rapprochent et dégagent une plus ou moins grande quantité de calorique, et souvent même de la lumière. La combustion du bois et des autres corps inflammables n'est autre chose qu'un phénomène de ce genre, dans lequel deux, trois, ou un plus grand nombre de corps s'unissent entre eux et donnent naissance à divers composés.

Action du calorique sur l'économie animale.

47. Le calorique doit être rangé parmi les médicaments excitants; on peut en faire usage intérieurement ou extérieurement: dans le premier cas, on l'introduit à l'aide de certains corps liquides ou solides, tels que les boissons et les aliments. Nous ne nous occuperons ici que de son emploi extérieur.

Effets du calorique appliqué extérieurement. S'il agit sur toute la surface du corps, par exemple lorsque l'individu est placé dans une étuve sèche à 75° thermomètre centigrade, on éprouve un sentiment de cuisson dans plusieurs parties, mais principalement aux mamelons, aux paupières et aux narines; la peau se tuméfie et rougit légèrement; la chaleur cutanée augmente; le pouls s'accélère; il survient une anxiété générale; la respiration est plus ou moins gênée; la surface de la peau se couvre de sueur; la chaleur générale devient plus intense; on éprouve de la soif; la face est gonflée; les yeux sont saillants; la céphalalgie, des étourdissements et même la syncope, viennent quelquefois se joindre à ces symptômes. Si le calorique agit seulement sur une partie, il détermine la rubéfaction, la vésication et même l'escharification.

Application du calorique non lumineux. 1° A l'aide de briques chaudes, de plaques métalliques et de linges secs. Pouteau, Fabrice de Hilden, et quelques autres praticiens, ont employé ce moyen avec succès dans certains rhumatismes chroniques, dans les engorgements froids des articulations, et dans certains cas de colique flatulente. 2° A l'aide du sable et d'autres substances pulvérulentes. Le bain de sable général est en usage dans les départements maritimes de la France: on s'en sert dans certains cas d'œdème, d'anasarque, de paralysie, de rhumatisme chronique, etc. 3° A l'aide de l'eau liquide ou en vapeur, ce

qui constitue les bains. 4° A l'aide de l'air, par exemple dans les étuves sèches : ce moyen est peu usité parce qu'on lui préfère les étuves humides : il paraît cependant exciter davantage la tonicité et l'action des vaisseaux capillaires de l'organe cutané, sans agir autant sur l'excrétion qui s'y opère. *Application du calorique lumineux.* 1° A l'aide des rayons du soleil. Ces rayons peuvent tomber directement sur les parties, ou bien on peut les concentrer au moyen d'une lentille : dans ce cas, il faut agir avec prudence, car l'activité des rayons solaires concentrés est assez forte pour déterminer l'eschare. Faure et M. Lapeyre rapportent des exemples de vieux ulcères guéris par l'insolation; et M. Lecomte assure avoir employé avec succès les rayons solaires concentrés dans un ulcère cancéreux à la lèvre. On fait particulièrement usage de l'insolation dans les affections lentes du système lymphatique, dans les maladies scrophuleuses, l'anasarque et les suppressions atoniques. 2° A l'aide d'un charbon ardent que l'on approche et que l'on éloigne alternativement de la partie que l'on veut exciter. On l'emploie particulièrement dans les engelures et dans certaines névralgies de la face. Faure a guéri, par ce moyen, plusieurs anciens ulcères, un engorgement glanduleux du sein, une dartre fort ancienne, purement locale. Enfin, on peut s'en servir dans les contusions, les ecchymoses, etc. 3° A l'aide du fer rouge-blanc, ou du cautère *objectif*. Ce moyen est d'autant moins douloureux que le fer est plus chaud; il a été employé avec succès par Hippocrate dans les caries humides des os spongieux, dans les tophus osseux, et pour arrêter le sang après l'excision des hémorrhoïdes. Faure en a retiré des avantages dans certaines tumeurs cancéreuses, et dans quelques autres qui étaient molles, fongueuses et indolentes. Petit rapporte des observations d'exostoses vénériennes qui n'ont cédé qu'au fer rouge. On emploie pour arrêter l'hémorrhagie des artères sous-linguales, et des

petits vaisseaux qui avoisinent les os cassés et déplacés. Il a été quelquefois utile dans l'épilepsie, en convertissant en eschare le siége de l'*aura epileptica*. On s'en sert fréquemment pour cautériser les plaies venimeuses, les anthrax, les charbons et les bubons pestilentiels. Fabrice de Hilden et plusieurs autres praticiens en ont retiré des avantages dans la gangrène humide, etc. 4° A l'aide du moxa. Indépendamment des diverses maladies où le cautère transcurrent est utile, le moxa est encore avantageux dans certaines céphalalgies chroniques, dans quelques cas de surdité et de mutité accidentelles, et principalement dans les sciatiques invétérées, dans la gibbosité vertébrale, vulgairement connue sous le nom de *maladie de Pott;* dans les névralgies, les tumeurs blanches des articulations, etc. En général, le moxa doit être appliqué sur les endroits les plus voisins du siége de la maladie.

Du froid.

48. D'après l'hypothèse que nous avons adoptée, le froid est une sensation produite par la soustraction du calorique de nos organes. Plusieurs physiciens ont pensé qu'il était le résultat de l'action d'un fluide particulier, qu'ils ont appelé *frigorifique*.

Voici l'expérience sur laquelle ils ont cherché à appuyer cette opinion. (*Voy.* pl. 5, fig. 43.) Si, au lieu d'un corps chaud, on place de la neige au foyer *F*, un thermomètre à air, disposé à l'autre foyer *f*, descendra, et la neige fondra : il existe donc, disent ces physiciens, un fluide frigorifique dont les rayons émanent de la neige, se réfléchissent sur le miroir *A*, sont réfléchis de nouveau sur le miroir *B*, et ensuite sur *f*. Mais nous pouvons nous dispenser d'admettre ce fluide pour expliquer le phénomène; en effet, le thermomètre et la neige lancent des rayons calorifiques qu'ils s'envoient mutuellement; le premier de

ces corps en émet beaucoup plus qu'il n'en absorbe, parceque sa température est plus élevée; donc il doit baisser : du reste, la plupart des rayons émis par le thermomètre n'arrivent à la neige qu'après avoir été réfléchis par les miroirs.

Moyens de produire des froids artificiels. (*Voy.* § 27, pag. 40, et l'article *Généralités sur les sels. Action de la glace sur les sels.*)

De la lumière.

49. 1° La lumière tend toujours à se mouvoir en ligne droite, sous la forme de rayons, et avec une vitesse prodigieuse, puisqu'elle parcourt plus de quatre millions de lieues par minute. 2° Les rayons lumineux traversent certains corps que l'on nomme *milieux :* ceux qui tombent obliquement d'un milieu rare dans un milieu dense, par exemple de l'air dans le verre, changent de direction, et se rapprochent de la perpendiculaire élevée au point d'immersion : le contraire a lieu s'ils passent d'un milieu dense dans un milieu rare. Cette déviation de la lumière est connue sous le nom de *réfraction*, et c'est sur elle que sont basées les théories des lentilles, des miroirs ardents, des microscopes, des lunettes, des télescopes, etc. Soit *AB* le rayon lumineux qui tombe sur une lame de verre *CD* (*voy.* fig. 47); ce rayon, loin de suivre la direction *BE*, se réfractera en traversant la lame, et se rapprochera de la perpendiculaire *PR.* Les milieux ne se bornent pas à dévier le rayon lumineux; ils le décomposent en sept rayons différents, comme on peut s'en assurer en le faisant tomber sur l'angle réfringent d'un prisme. Ce rayon ira toujours projeter sur un écran le spectre solaire composé des sept rayons suivants, *rouge, orangé, jaune, vert, bleu, indigo, violet.* Il y a des corps qui font éprouver à la lumière une *double réfraction.* 3° Les rayons lumineux sont *réfléchis*

par la surface de tous les corps, et, dans ce cas, l'angle d'incidence est égal à l'angle de réflexion. Nous aurons occasion d'appliquer ces données par la suite.

La lumière solaire, comme le calorique, détermine la dilatation et l'échauffement des corps, phénomènes qui depuis long-temps ont conduit les physiciens à admettre qu'elle renfermait du calorique. Aujourd'hui on s'accorde à regarder un rayon lumineux solaire comme formé, 1° de plusieurs rayons lumineux; 2° de rayons calorifiques obscurs, susceptibles d'échauffer et de dilater les corps; 3° d'autres rayons obscurs capables de produire des effets chimiques, tels que la coloration en violet du chlorure d'argent (muriate).

Les rayons calorifiques obscurs qui font partie de la lumière, bien qu'ils soient susceptibles d'échauffer et de dilater les corps, ne jouissent cependant pas des mêmes propriétés que ceux qui émanent des corps terrestres incandescents : en effet, ils traversent une lame de verre sans se combiner avec elle, sans l'échauffer sensiblement, tandis que le calorique émané des corps terrestres l'échauffe, comme l'a prouvé depuis long-temps Mariotte. (*Traité des couleurs.*) *Expérience.* Si l'on dispose un miroir métallique concave à quelque distance d'un poêle allumé dont la porte est ouverte, et que l'on place au foyer de ce miroir un morceau de soufre, celui-ci ne tarde pas à s'enflammer par l'action des rayons calorifiques réfléchis; mais si l'on met une lame de verre entre le foyer et la porte du poêle, on s'aperçoit que cette lame *s'échauffe*, et le soufre ne s'enflamme plus; il se forme seulement au foyer un point lumineux; la lame de verre opère l'analyse du calorique lumineux, retient le calorique et livre passage à la lumière, qui, réfléchie par le miroir, forme au foyer le point lumineux dépourvu de calorique.

Les rayons calorifiques obscurs sont en outre réfractés par le prisme, comme on peut s'en assurer en plaçant un

thermomètre au-delà de la portion rouge du spectre solaire, tandis qu'il n'est pas prouvé que le calorique émané des corps terrestres jouisse de cette propriété.

Quant aux rayons obscurs qui font partie de la lumière, et qui sont *susceptibles de produire des effets chimiques*, on sait qu'ils sont également réfractés par le prisme, qu'ils ne produisent point de chaleur, et qu'ils se trouvent au-delà de la portion violette du spectre solaire.

Du fluide électrique.

50. La plupart des physiciens admettent, pour expliquer les phénomènes électriques, deux fluides, le *fluide électrique vitré*, et le *fluide électrique résineux*.

A. Tous les corps de la nature contiennent à la fois du fluide vitré et du fluide résineux. Ces deux fluides sont combinés et se neutralisent tellement, qu'au premier abord on ne se douterait pas de leur existence dans les corps.

B. On connaît plusieurs moyens propres à détruire cette combinaison : alors l'un de ces fluides, ou tous les deux à la fois, deviennent sensibles, et l'on voit qu'ils jouissent toujours de la même propriété, savoir celle d'attirer d'abord et de repousser ensuite les corps légers : le fluide vitré attire en outre le fluide résineux et en est attiré, tandis que les fluides de même nom se repoussent.

C. Les moyens dont il s'agit sont, 1° le *frottement* : il suffit de frotter pendant quelques instants un morceau de résine ou de verre pour les rendre électriques ou pour leur communiquer la propriété d'attirer d'abord et de repousser ensuite les corps légers ; 2° la *chaleur* : il est des corps qui, étant chauffés à un degré convenable, s'électrisent vitreusement dans une de leurs extrémités et résineusement dans l'autre, tandis qu'ils ne donnaient aucun signe d'électricité à froid ; nous citerons pour exemple la tourmaline ; 3° le *contact* : on sait qu'en pressant l'un contre l'autre deux corps

de différente nature, tels que du zinc et du cuivre, l'un d'eux acquiert l'électricité vitrée, tandis que l'autre devient résineux; on peut même obtenir cet effet en appliquant sur une lame de métal pur, une lame du même métal impur (1). Mais ce qu'il y a de plus remarquable, d'après les expériences de MM. Seebeck, Becquerel, etc., c'est que deux portions d'un *même* métal, ayant entre elles une différence de température suffisante, peuvent se constituer, par leur contact mutuel, dans deux états électriques contraires, c'est-à-dire que l'une de ces portions devient vitrée et l'autre résineuse.

D. Les fluides vitré et résineux peuvent être transmis par certains corps que l'on appelle *conducteurs*, tels que les métaux, les animaux, etc.; d'autres, au contraire, ne leur livrent point passage, et portent le nom d'*idioélectriques*, ou non conducteurs : tels sont les huiles, les résines, le verre, etc. La faculté conductrice du cuivre étant représentée par 100, celle de l'or sera 93, celle de l'argent 73, celle de l'étain 21 : celles du platine et du potassium seront encore moindres (Becquerel.)

E. Les fluides vitré ou résineux élèvent assez la température de certains corps pour les fondre et les enflammer.

Le fluide électrique joue un très grand rôle en chimie; c'est un des agents les plus puissants que l'on connaisse pour opérer la décomposition des corps : aussi cette science

(1) Nous devons à M. Becquerel une suite de recherches fort intéressantes sur les effets de la pression, qui l'ont conduit à admettre que, lorsque deux corps de nature quelconque, dont l'un est élastique, étant isolés, sont pressés l'un contre l'autre, ils se constituent dans deux états électriques différents; mais ils ne sortent de la compression, chacun avec un excès d'électricité contraire, qu'autant que l'un des deux corps n'est pas un bon conducteur. (*Annales de chimie et de physique*, t. XXII.)

a-t-elle fait des progrès immenses depuis que son application est devenue plus générale.

Nous croyons devoir étudier séparément l'influence de l'*étincelle électrique* et celle de la *pile voltaïque*, sur la composition et la décomposition des corps.

51. *Influence de l'étincelle électrique sur la composition et la décomposition des corps.* Dans certaines circonstances, l'*étincelle électrique favorise la séparation des éléments des corps composés.* Le gaz ammoniac (1), le gaz acide hydro-sulfurique (2), les gaz hydrogène carboné et phosphoré (3), sont décomposés et réduits à leurs éléments par un courant d'étincelles électriques ; il en est de même de l'*eau* lorsqu'on la soumet à l'action d'un certain nombre d'étincelles. Dans d'autres circonstances, l'*étincelle électrique favorise* la combinaison des corps : ainsi une seule étincelle suffit pour transformer en eau 1 volume de gaz oxygène et 2 volumes de gaz hydrogène ; phénomène d'autant plus remarquable que nous venons d'établir la possibilité de décomposer ce fluide par le même agent. Lorsqu'on fait passer un grand nombre d'étincelles à travers un mélange de 100 parties en volume de gaz azote, de 250 de gaz oxygène et d'une certaine quantité de chaux ou de potasse humide, on obtient de l'acide nitrique, et par conséquent un nitrate. Le chlore et l'hydrogène, à volumes égaux, se combinent par l'action de l'étincelle et produisent de l'acide hydro-chlorique ; un volume d'oxygène et 2 volumes d'oxy pe de carbone donnent de l'acide carbonique.

52. *Influence de la pile électrique sur la composition et*

---

(1) Composé d'hydrogène et d'azote.

(2) Composé d'hydrogène et de soufre.

(3) Composés d'hydrogène et de carbone ou de phosphore.

la décomposition des corps. Avant d'examiner l'influence de cet instrument précieux : dans lequel le fluide électrique est développé par le contact de deux corps de nature différente, nous croyons devoir le faire connaître. La pile dont on se sert aujourd'hui doit être regardée comme une série d'éléments *AA* (*voy.* fig. 48) formés chacun d'une plaque circulaire ou carrée de zinc et de cuivre soudés entre eux : ces éléments sont placés de champ et horizontalement dans une caisse de bois BBBB, à une certaine distance les uns des autres ; ils doivent être séparés inférieurement et latéralement par des corps non conducteurs et du mastic, de manière à ce que la pile soit isolée, et à produire des auges *oo*, dans lesquelles on met de l'eau acidulée avec un quinzième de son poids d'eau forte (acide nitrique du commerce), qui est un excellent conducteur. Pour concevoir les effets de la pile, voyons d'abord ce qui se passe dans un de ses éléments. Par le contact des deux métaux différents, la combinaison de leurs fluides électriques, vitré et résineux, est détruite; chacun d'eux devient libre; le zinc est électrisé vitreusement; le cuivre l'est résineusement; mais comme la pile se compose d'un certain nombre d'éléments communiquant entre eux au moyen de l'eau acidulée, il est aisé d'admettre que la plaque de zinc *Z* est très chargée de fluide vitré, tandis que celle de cuivre *C* l'est fortement de fluide résineux (*voy.* les ouvrages de physique pour la manière dont la pile parvient à se charger) : on dit alors que la pile a deux pôles, l'un vitré et l'autre résineux, correspondants aux plaques zinc et cuivre dont nous parlons; en sorte que si l'on plonge deux conducteurs métalliques *TT*, terminés par des lames de laiton, d'un côté dans les auges extrêmes de la pile, et de l'autre dans une capsule *E*, un corps placé dans cette capsule sera soumis à l'influence des deux fluides vitré et résineux. Si l'effet que l'on cherche à produire ne pouvait pas être obtenu avec une seule pile, on en réunirait plusieurs au-

moyen de conducteurs : l'appareil serait alors connu sous le nom de *batterie*. Dans tous les cas, il faut renouveler de temps en temps l'eau acidulée qui remplit les auges, sans quoi la pile perd de sa force.

Nous aurons le plus grand soin de faire connaître par la suite l'action que ces fluides exercent sur les différents corps simples ou composés ; mais nous pouvons énoncer d'une manière générale que si, dans un corps AB, les molécules de A peuvent se constituer dans un état d'électricité vitrée, et celles de B dans un état d'électricité résineuse, il sera possible de les séparer les unes des autres au moyen de la pile, quelle que soit leur affinité réciproque : en effet, le fluide vitré de la pile attirera les molécules résineuses de B, tandis que les molécules de A seront attirées par le fluide résineux.

Nous croyons devoir appuyer cette proposition d'un certain nombre d'exemples propres à mettre dans tout son jour l'influence de la pile sur la décomposition des corps.

1° *Décomposition de l'eau.* Ce fluide est décomposé par la pile, en oxygène qui est attiré par le pôle vitré, et en hydrogène qui l'est par le pôle résineux. *Explication.* Puisque l'oxygène est attiré par le pôle vitré de la pile, il devra être électro-résineux; et l'hydrogène, qui est attiré par le pôle résineux, devra être électro-vitré. Il faut donc admettre que la décomposition d'une particule d'eau par la pile a lieu, parce que l'affinité qui existe entre l'oxygène et l'hydrogène est vaincue, 1° par l'énergie avec laquelle l'oxygène est attiré par le pôle vitré et repoussé par le pôle résineux; 2° par l'énergie avec laquelle l'hydrogène est attiré par le fluide résineux et repoussé par le fluide vitré. Voyons maintenant ce qui se passe lorsqu'au lieu d'agir sur une simple particule, on opère sur une grande série de particules. Nous pouvons représenter par O et par H l'oxygène et l'hydrogène de la particule d'eau qui est en contact avec le fil vitré, par O' et H' les éléments de la particule d'eau

qui vient immédiatement après, par O'' et H'' la troisième, etc. Aussitôt que la pile sera en activité, $O\,O'\,O''$ quitteront $H\,H'\,H''$ pour se porter vers le pôle vitré, et à leur tour $H\,H'\,H''$ quitteront $O\,O'\,O''$ pour se porter vers le pôle résineux; mais H, en quittant O, s'unira à O' pour reformer de l'eau; H', en quittant O' s'unira à O'' pour donner naissance à de l'eau; en sorte, que seulement l'oxygène de la première particule et l'hydrogène de la dernière se dégageront à l'état de gaz; les autres s'étant unies pour reformer de l'eau (Grothus). M. Aug. de la Rive, a donné une autre *explication* de ce phénomène. (*Voy.* le tom. 28ᵉ *des Ann., de Ch. et de Phys*, pag. 200.)

2° *Décomposition des acides par la pile.* Si les acides sont liquides, concentrés et formés par l'oxygène et par un autre corps, leur oxygène se portera vers le pôle vitré, et l'autre corps au pôle résineux; l'eau qu'ils renferment sera également décomposée. Les acides hydro-chlorique, hydriodique, et, suivant M. Davy, l'acide hydro-phtorique, sont également décomposés par la pile : le chlore, l'iode et le phtore vont au pôle vitré, et l'hydrogène au pôle résineux.

3° *Décomposition des bases salifiables.* Nous prouverons que la potasse, la soude, la baryte, etc. (1), sont décomposées par la pile; que l'oxygène est attiré par le pôle vitré, et le métal par le pôle résineux; l'eau de ces alcalis est également décomposée. L'ammoniaque concentrée, soumise à l'action de cet agent, est réduite en azote qui se porte au pôle vitré, et en hydrogène qui est attiré par le pôle résineux.

4° La décomposition des sels, dont nous parlerons plus tard, pourrait encore être citée comme exemple de l'action de cet instrument.

---

(1) Oxydes métalliques composés d'oxygène, de potassium, de sodium ou de baryum.

Voici, d'après M. Berzélius, l'ordre suivant lequel on peut ranger les différents corps simples, relativement à l'état d'électricité dans lequel ils se constituent : 1° *oxygène*, 2° *chlore*, 3° *iode* (1), 4° *soufre*, 5° *azote*, 6° *phtore*, 7° *phosphore*, 8° *sélénium*, 9° *arsenic*, 10° *molybdène*, 11° *chrôme*, 12° *tungstène*, 13° *bore*, 14° *carbone*, 15° *antimoine*, 16° *tellure*, 17° *tantale*, 18°, *titane*, 19° *silicium*, 20° *osmium*, 21° *hydrogène*, 22° *or*, 23° *iridium*, 24° *rhodium*, 25° *platine*, 26° *palladium*, 27° *mercure*, 28° *argent*, 29° *cuivre*, 30° *nickel*, 31° *cobalt*, 32° *bismuth*, 33° *étain*, 34° *zirconium*, 35° *plomb*, 36° *cérium*, 37° *urane*, 38° *fer*, 39° *cadmium*, 40° *zinc*, 41° *manganèse*, 42° *aluminium*, 43° *yttrium*, 44° *glucynium*, 45° *magnésium*, 46° *calcium*, 47° *strontium*, 48° *baryum*, 49° *sodium*, 50° *potassium*. Le second de ces corps (le chlore) sera *électro-vitré* si on le compare au premier, et *électro-résineux* relativement au troisième; ou, d'une manière plus générale, un de ces corps sera électro-vitré à l'égard de ceux qui le précèdent, et électro-résineux si on le compare à ceux qui le suivent. *Exemples :* Que l'on décompose, par la pile, un corps formé d'oxygène et d'azote, l'oxygène se portera au pôle vitré comme électro-résineux, et l'azote au pôle résineux parce qu'il est électro-vitré. Si la pile agit sur un corps composé d'azote et d'hydrogène, l'azote se portera vers le pôle vitré comme électro-résineux, et l'hydrogène vers le pôle résineux, parce qu'il est électro-vitré dans ce cas.

Suivant M. Berzélius, les composés d'oxygène et d'un des corps suivants, chlore, iode, soufre, azote, phosphore, sélénium, arsenic, molybdène, chrôme, tungstène, bore, carbone, antimoine, tellure, tantale, titane,

(1) Il n'est point fait mention, dans l'ouvrage de M. Berzélius, du chlore et de l'iode, qui doivent occuper le rang que nous leur avons assigné.

silicium, osmium et hydrogène, sont électro-résineux, par rapport aux composés d'oxygène et d'un des autres corps simples. Ainsi admettons que l'acide sulfurique (formé d'oxygène et de soufre) soit combiné avec la chaux (formée d'oxygène et de calcium); si on soumet à l'action de la pile le composé d'acide sulfurique et de chaux, l'acide se portera vers le pôle vitré comme électro-résineux, et la chaux vers le pôle résineux en sa qualité de corps électro-vitré. Un acide, dit cet auteur lorsqu'il cherche à généraliser la proposition, est toujours électro-résineux, par rapport à l'oxyde avec lequel il est uni, qui est au contraire électro-vitré.

53. Après avoir examiné les phénomènes relatifs à la décomposition des corps par la pile, nous devons étudier ceux qui ont pour objet *les combinaisons* qu'elle est susceptible d'opérer. Que l'on introduise de l'argent dans de l'eau, et qu'on le fasse communiquer avec le pôle vitré d'une pile en activité, il s'oxydera, tandis que l'eau seule ne l'altère point. Le tellure, qui n'exerce point d'action sur ce liquide, se transformera en hydrure si on le met dans l'eau et qu'on le fasse communiquer avec le pôle résineux d'une pile, etc. Nous renvoyons, pour plus de détails, à l'article Attraction du *Dictionnaire des sciences naturelles*, dans lequel M. Chevreul a traité ce sujet avec beaucoup de sagacité.

Mais quel est le rôle que peut jouer le fluide électrique dans les diverses combinaisons chimiques? Cette question étant sans contredit une des plus importantes de la théorie moderne, mérite d'être approfondie. Tout porte à croire que, lorsque deux molécules constituantes sont susceptibles de se combiner, l'une d'elles peut se constituer dans un état d'électricité vitrée, tandis que l'autre s'électrise résineusement. L'affinité entre ces deux molécules est-elle très grande, la différence entre leur état électrique est très considérable, tandis qu'elle est faible si la force qui tend

à réunir ces deux molécules est peu intense. Dès lors n'est-on pas disposé à admettre, avec MM. OErsted, Davy, etc., que *l'affinité chimique ne dépend que de la force électrique?* En effet, nous avons vu, § 50, B, que deux corps électrisés différemment s'attirent: pourquoi donc la combinaison des deux molécules dont nous parlons ne serait elle pas le résultat de l'affinité du fluide électrique vitré d'une de ces molécules pour le fluide résineux de l'autre? Les chimistes les plus célèbres sont disposés à adopter cette manière de voir; et nous lisons dans les ouvrages de l'un d'eux: « Dans toute combinaison chimique il y a neutralisation des électricités opposées; » et plus loin: « Ce que nous appelons affinité chimique, avec toutes ses variétés, n'est autre chose que l'effet de la polarité électrique des particules, et l'électricité est la cause première de toute action chimique. » (Berzélius, *Essai sur la théorie des proportions chimiques*, etc., pages 73 et 91.)

Cette opinion reçoit un nouvel appui des expériences intéressantes faites par M. Becquerel. 1° Au moment où la potasse ou la soude touchent un acide, il y a un courant électrique énergique; l'acide s'enveloppe d'électricité vitrée, et l'alcali d'électricité résineuse : il en est de même lorsqu'on substitue à la potasse ou à la soude un métal sur lequel l'acide puisse exercer une action. 2° On observe un courant électrique moins fort, à la vérité, lorsqu'on opère la combinaison d'un alcali et d'un oxyde métallique, par exemple lorsqu'on fait agir la potasse sur les oxydes de zinc ou de plomb. 3° On remarque des phénomènes analogues lorsqu'on fait naître des précipités dans une dissolution, pourvu toutefois que ces précipités ne soient pas le résultat d'une double décomposition : ainsi le courant électrique est sensible quand on verse de la potasse caustique dans du sulfate de magnésie dissous (il se précipite alors de la magnésie), tandis qu'il est impossible de l'apprécier lorsqu'on décompose le sulfate de soude neutre par

le nitrate de baryte. 4° Lorsque les acides citrique, oxalique, borique, etc., commencent à se dissoudre dans l'eau, il se développe un courant électrique qui va de l'eau à l'acide, et qui continue sans interruption. 5° Pendant la dissolution dans l'eau des acides nitrique et sulfurique, il y a un courant électrique faible d'abord et ensuite plus fort, qui va de l'acide à l'eau, tandis qu'avec l'acide hydrochlorique, le courant va de l'eau à l'acide. 6° En dissolvant un alcali dans l'eau, on observe un semblable courant qui va de l'alcali à l'eau. 7° Les effets électriques sont peu marqués lorsqu'on dissout un sel neutre dans l'eau. 8° Il y a un courant électrique très fort, qui va de l'acide nitrique à l'acide sulfurique, lorsqu'on mêle le premier de ces acides avec de l'acide sulfurique étendu de la moitié de son poids d'eau, tandis que le courant va dans un autre sens, si ce dernier acide est concentré. 9° Pendant l'ascension des liquides dans les tubes capillaires, il se développe aussi des courants électriques (*Ann. de Phys. et Chim.*, t. XXIII et XXIV). 10° Lorsque l'eau oxygénée est décomposée par le platine, l'or et l'argent très divisé, il y a un courant électrique qui va de l'eau oxygénée au métal. 11° On observe, au contraire, que le courant va de l'oxyde métallique à l'eau oxygénée, lorsqu'on emploie un oxyde, soit que l'oxyde se réduise, soit qu'il se suroxyde ou qu'il reste dans le même état (*Ibid*, t. XXVIII). M. Becquerel s'est servi, pour rendre sensibles les courants dont nous parlons, du galvanomètre de Schweigger, dont il était parvenu à augmenter la sensibilité (1).

(1) On aurait tort d'attribuer tous ces effets au seul jeu des affinités, car il faut nécessairement tenir compte des actions *électro-motrices* des liquides sur les vases de platine dont on se sert pour faire les expériences : ainsi M. Becquerel a fait voir, 1° qu'*en général*, dans le *contact* d'une dissolution acide avec un métal, le métal devient vitré et l'acide

A la vérité, et M. Berzélius ne se l'est pas dissimulé, la théorie qui fait dépendre l'affinité chimique de la force électrique peut être ébranlée par deux objections, que nous allons faire connaître. 1° Si la combinaison est le résultat de l'union des deux fluides vitré et résineux, ces deux fluides, une fois réunis, sont neutralisés (*V.* § 50, *A*), et la combinaison devrait être détruite par des moyens mécaniques, ce qui n'arrive pas. 2° Si l'affinité dépendait *exclusivement* de l'état électrique, l'oxygène, qui est le corps le plus électro-résineux, devrait avoir d'autant plus d'affinité pour les autres corps simples, que ceux-ci seraient plus électro-vitrés; c'est pourtant ce qui n'a pas toujours lieu : ainsi l'affinité de l'oxygène pour le soufre est beaucoup plus grande que celle qui existe entre lui et l'azote, quoique ce dernier soit plus électro-vitré que le soufre.

Toujours est-il vrai que, s'il n'est guère possible, dans l'état actuel de nos connaissances, de faire dépendre entièrement l'affinité de l'état électrique des molécules qui sont sur le point de se combiner, du moins est-il certain qu'il est difficile de ne pas considérer les forces électriques comme jouant un très grand rôle dans les combinaisons chimiques.

54. Le fluide électrique est rangé parmi les excitants. On s'en est servi avec avantage dans un très grand nombre de cas : 1° dans certaines paralysies; 2° dans le rhumatisme simple et goutteux; 3° dans la surdité qui n'est pas de naissance; 4° dans l'amaurose; 5° enfin dans la suppres-

---

résineux, tandis que dans le contact avec une dissolution alcaline, on obtient des effets inverses; 2° que l'eau même, lorsqu'elle est légèrement acidulée par l'acide sulfurique, acquiert l'électricité vitrée quand on la place sur les métaux les plus positifs, tandis qu'elle s'électrise résineusement avec ceux qui le sont le moins. (*Ann. de chim. et de phys.*, tom. XXV, XXVI et XXVII.)

sion des règles... Il faut pourtant convenir que son emploi n'a été suivi d'aucun succès chez plusieurs individus atteints des maladies que nous venons de nommer. Les observations relatives à l'usage médical de cet agent ne sont pas assez nombreuses pour nous permettre de déterminer les cas où il faut s'en servir. Il peut être communiqué au corps, 1° au moyen du bain; 2° par les pointes; 3° par frictions à travers la flanelle; 4° par décharge au moyen de la machine électrique; 5° par la bouteille de Leyde; 6° par la pile.

CHAPITRE II.

DES SUBSTANCES SIMPLES PONDÉRABLES.

35. Ces substances, au nombre de cinquante-deux, sont divisées en *métalliques* et en *non métalliques*.

Substances simples non métalliques.

Oxygène.
Hydrogène.
Bore.
Carbone.
Phosphore.
Soufre.
Sélénium.
Iode.
Phtore ou fluor.
Brôme.
Chlore.
Azote.
Silicium.
Zirconium.

Substances simples métalliques.

Aluminium.
Yttrium.
Glucynium.
Magnésium.
Calcium.
Strontium.
Baryum.
Lithyum.

Sodium.	Titane.
Potassium.	Bismuth.
Manganèse.	Cuivre.
Zinc.	Cadmium.
Fer.	Tellure.
Étain.	Plomb.
Arsenic.	Mercure.
Molybdène.	Nickel.
Chrôme.	Osmium.
Tungstène.	Argent.
Columbium.	Or.
Antimoine.	Platine.
Urane.	Palladium.
Cérium.	Rhodium.
Cobalt.	Iridium.

Avant de faire l'histoire de ces substances, nous allons exposer les principes de la nomenclature chimique actuelle.

De la nomenclature.

56. Les noms de la plupart de ces substances simples sont *insignificatifs*, et l'on est tellement habitué à les employer, qu'il serait inconvenant de leur en substituer d'autres qui exprimassent quelques-unes de leurs propriétés. Nous dirons même plus : il est de la puls haute importance, si l'on veut avoir une bonne nomenclature, de faire disparaître un certain nombre de noms significatifs généralement adoptés, qui, comme nous le ferons voir, sont plus propres à induire en erreur qu'à donner au langage chimique toute la précision qu'il devrait avoir. Il n'en est pas de même des composés auxquels ils donnent naissance ; ces composés sont trop nombreux pour que la mémoire la plus heureuse puisse se rappeler les dénominations arbitraires, insignifiantes et absurdes par lesquelles les anciens chimistes les désignaient. Tout esprit juste sentira la nécessité de leur donner des noms qui expriment, autant que possible, la nature des éléments qui entrent dans leur

composition, ainsi que les proportions dans lesquelles ces éléments sont combinés.

On est convenu d'appeler *oxydes* les composés formés d'oxygène et d'une substance simple, qui ne rougissent point l'*infusum* de tournesol, et qui sont, *en général*, insipides, ou du moins qni n'ont pas une saveur aigre. On a appelé *acides* les composés d'oxygène, d'une, de deux ou de trois substances simples, qui rougissent l'*infusum* de tournesol, et qui ont une saveur aigre.

Oxydes. Comme l'oxygène peut se combiner en différentes proportions avec la même substance simple, on désigne les produits sous le noms de *protoxyde*, de *deutoxyde* ou de *tritoxyde*, suivant que l'oxygène y entre en une, en deux ou en trois proportions; on appelle *peroxyde* celui qui est le plus oxydé: ainsi le premier oxyde de plomb (massicot) est le protoxyde, le second (minium) est le deutoxyde, et le troisième (oxyde puce) est le tritoxyde ou le peroxyde. Si la substance simple ne peut former avec l'oxygène qu'un seul oxyde, on désigne alors celui-ci sous le simple nom d'*oxyde*. Lorsque l'oxyde est combiné avec l'eau, on donne au composé le nom d'*hydrate*.

Si l'oxygène, en se combinant avec une ou plusieurs substances simples, forme un seul acide, on désigne celui-ci par le nom de cette substance, auquel on ajoute la terminaison *ique*: ainsi on dit *acide carbonique*, *acide borique*. S'il peut, au contraire, donner naissance à deux acides en se combinant en diverses proportions avec la même substance, le moins oxygéné est terminé en *eux*, et celui qui contient plus d'oxygène en *ique*: ainsi lorsqu'on dit *acide sulfureux*, *acide sulfurique*, on indique que les deux acides sont formés par le soufre et par l'oxygène, mais que le dernier est plus oxygéné que l'autre. Si l'oxygène peut se combiner avec une même substance pour former trois acides, le moins oxygéné des trois est terminé en *eux*, et son nom est précédé du mot *hypo*, ὑπὸ, *au-dessous*: c'est ainsi

qu'on dit pour les acides composés de phosphore et d'oxygène, acides *hypo-phosphoreux*, *phosphoreux*, *hypophosphorique* et *phosphorique*.

L'*hydrogène* jouit, comme l'oxygène, de la propriété de se combiner avec un certain nombre de substances simples, et de donner naissance à des produits qui tantôt sont acides, tantôt ne le sont pas. *Produits acides.* Pour les distinguer des précédents, on les a désignés par le mot *hydro*, auquel on a ajouté le nom de la substance simple, que l'on a également terminé en *ique;* c'est ainsi que l'on appelle *acide hydro-chlorique* l'acide qui résulte de la combinaison de l'hydrogène avec le chlore. Nous nous servirons de ces dénominations, parce qu'elles sont généralement reçues; mais nous devons faire sentir qu'elles sont loin d'être exactes; en effet, en analysant le mot *hydro-chlorique*, on le trouve composé de ὕδωρ, qui signifie *eau* et de *chlorique*, qui désigne un acide formé d'oxygène et de chlore: or, dans l'acide hydro-chlorique sec, il n'y a ni eau ni acide chlorique. Nous pouvons en dire autant des acides hydro-sulfurique, hydriodique, etc. La plus légère attention suffira pour prouver que le vice de ces dénominations disparaîtrait si, au lieu de conserver à l'hydrogène un nom qui rappelle l'eau, on lui en substituait un autre, quand même il serait insignifiant, et si l'on changeait la terminaison en *ique.* Un pareil changement, quoique léger en apparence, fournirait à une multitude de composés des noms rigoureux qui faciliteraient singulièrement l'étude de la chimie. *Produits non acides*, formés d'hydrogène et d'une substance simple. Si ces produits sont solides, on les appelle *hydrures;* s'ils sont gazeux, on indique d'abord le nom du gaz hydrogène, puis celui de la substance simple, que l'on termine en *é*, ainsi on dit, *gaz hydrogène carboné*, *phosphoré*, *arsenié*, etc.

Lorsque deux autres substances simples se combinent entre elles, le nom du composé est terminé en *ure;* par

exemple, on dit *chlorure de phosphore*, *de fer*, *de plomb*; *sulfure d'iode*, *d'arsenic*, *de mercure*; et si le chlore ou le soufre peuvent se combiner en deux proportions avec ces substances, on désigne les composés par les noms de *proto-chlorure*, *proto-sulfure*, *deuto-chlorure*, *deuto-sulfure*, etc., suivant qu'ils renferment plus ou moins de chlore ou de soufre. Ce principe de nomenclature ne s'étend pas cependant aux produits que donnent les métaux en se combinant entre eux: ainsi on ne dit pas *argenture d'or*, etc.; on conserve à ces composés métalliques le nom général d'*alliage*, que l'on désigne plus particulièrement sous celui d'*amalgame* lorsque le mercure en fait partie.

Les sels, produits très nombreux, composés d'un *acide* et d'une ou de deux *bases*, ont reçu des noms qui expriment leur nature. Si l'acide est terminé en *ique*, on change sa termison en *ate*; et en *ite*, s'il est terminé en *eux*: ainsi les sels formés par les acides *phosphorique*, *phosphoreux* et *hypo-phosphoreux*, portent le nom de *phosphates*, de *phosphites* et d'*hypo-phosphites*, noms auxquels on ajoute celui de la base: par exemple, *phosphate de protoxyde*, *de deutoxyde* ou *de tritoxyde* de tel ou de tel autre métal; et, pour abréger, *proto-sulfate*, *deuto-sulfate*, *trito-sulfate* du métal qui entre dans leur composition, etc. Les sels composés d'une *base* et d'acide *hydro-chlorique*, *hydriodique*, *hydro-sulfurique*, ou de tout autre acide formé par l'hydrogène, sont également terminés en *ate*: par exemple, *proto-hydro-chlorate*, *deuto-hydro-chlorate de fer*, *hydro-sulfate de potasse*, etc. Si les sels sont avec excès d'acide, on les appelle *sur-sels*: ainsi on dit *sur-sulfate* de protoxyde de potassium. On désigne, au contraire, sous le nom de *sous-sels*, ceux qui sont avec excès de *base*.

Nous ne dirons rien de la nomenclature des matières végétales et animales, parce qu'elle n'est pas fondée sur des principes rigoureux.

Guyton de Morveau eut la gloire de créer cette belle

nomenclature, dont l'objet principal est de donner aux composés des noms qui indiquent les éléments qui entrent dans leur composition. Lavoisier, Fourcroy et Berthollet y firent quelques changements, de concert avec l'auteur. Long-temps après, M. Thomson adopta les dénominations de protoxyde, de deutoxyde, etc. (1)

ARTICLE PREMIER.

Des substances simples non métalliques.

57. Ces substances simples sont, comme nous l'avons déjà dit, au nombre 14: l'oxygène, l'hydrogène, le bore, le carbone, le phosphore, le soufre, le sélénium, l'iode, le phtore, le brôme, le chlore, l'azote, le silicium et le zir-

(1) Des modifications nombreuses ont été proposées, par M. Berzélius, à la nomenclature française. Il distingue d'abord trois sortes d'oxydes: 1° celui qui n'est pas assez oxydé pour s'unir aux acides (*sub oxydum*); 2° celui qui est trop oxydé pour se combiner avec les acides (*super oxydum*); 3° enfin celui qui est au degré d'oxydation convenable, et qu'il désigne par le nom latin du métal, terminé en *icum* (*oxydum ferricum, cupricum*, etc.). Lorsqu'un métal peut fournir plusieurs oxydes susceptibles de se combiner avec les acides, il termine le moins oxydé en *osum*, celui qui l'est plus en *eum*, et le plus oxydé de tous en *icum*: ainsi il dira *oxydum aurosum, aureum, auricum*, pour désigner les trois oxydes pouvant s'unir aux acides que, suivant lui, l'or est susceptible de produire.—Les sels formés d'un acide et d'un oxyde métallique seront dénommés d'après ces principes: ainsi on dira *sulphas ferrosus*, et *sulphas ferricus*, pour *sulfate de protoxyde* et de *peroxyde de fer*. Les sels qui, suivant M. Berzélius, ont pour base un *sulfure*, un *séléniure* métallique ou un composé de *tellure* et d'un métal, ont reçu des dénominations particulières. (*V.* la note du § 211.)

conium. La plupart des chimistes ont regardé, jusque dans ces derniers temps, l'oxygène comme le seul principe pouvant servir à la combustion, et lui ont conservé l'épithète de comburant, qui lui avait été donnée par les créateurs de la nomenclature chimique; tandis qu'ils ont continué à appeler *combustibles* toutes les autres substances élémentaires. Ces dénominations nous paraissent inutiles et propres à induire en erreur : aussi ne les admettons-nous pas. (Voy. *Combustion*, § 60.)

Nous étudierons ces substances simples non métalliques dans l'ordre suivant : oxygène, hydrogène, bore, carbone, phosphore, soufre, sélénium, iode, phtore, brôme, chlore, azote, silicium, zirconium. Cet ordre est propre à rappeler un fait important, savoir que l'affinité dont chacune des douze premières de ces substances est douée pour l'oxygène, est d'autant plus grande, *en général*, qu'elle est plus immédiatement placée à côté de lui : ainsi l'hydrogène occupera le premier rang, l'azote le dernier.

De l'oxygène (1).

58. L'oxygène est, parmi les corps simples dont nous parlons, celui qui est le plus généralement répandu dans la nature : à l'état *solide*, il entre dans la composition des substances végétales et animales, et d'une multitude de produits minéraux; plusieurs *liquides* sont également formés par une plus ou moins grande quantité de ce principe : tels sont l'eau, l'acide nitrique (eau forte) etc.;

---

(1) Oxygène, mot grec dérivé de ὀξὺς, *acide*, et de γείνομαι *j'engendre*, c'est-à-dire principe générateur des acides. Ce nom fut donné à l'oxygène à l'époque où l'on croyait qu'il faisait partie constituante de tous les acides; il est parfaitement reconnu aujourd'hui qu'il existe des acides qui n'en contiennent point.

enfin, il fait partie constituante d'un très grand nombre de gaz, tels que l'air atmosphérique, le gaz acide carbonique, le gaz acide sulfureux, etc. Jusqu'à présent il a été impossible d'obtenir l'oxygène pur autrement qu'à l'état de gaz : il est donc important de l'étudier sous cet état.

Du gaz oxygène.

59. *Propriétés.* Le gaz oxygène est incolore, inodore et insipide; sa pesanteur spécifique est de 1,111 suivant Thomson, et de 1,1026 d'après MM. Dulong et Berzélius, celle de l'air étant prise pour unité. Lorsqu'on le comprime fortement dans un cylindre de verre creux, dont les parois sont très épaisses, on remarque qu'il s'échauffe comme tous les autres gaz, et il se dégage une très grande quantité de lumière. Il ne partage cette dernière propriété, suivant M. Saissy, qu'avec le chlore gazeux et l'air atmosphérique, qui ne la possèdent pourtant qu'à un degré moindre. Quelque violents que puissent être les moyens compressifs qui ont été mis en usage jusqu'à ce jour, on n'est jamais parvenu à solidifier le gaz oxygène.

La lumière le traverse et se réfracte; la puissance réfractive de l'air atmosphérique étant 1, celle du gaz oxygène est de 0,924 (Dulong). De tous les corps simples connus, l'oxygène est le plus électro-résineux, d'après M. Berzélius.

Caractères essentiels. 1° Le soufre, le fer, le bois, la cire dont la température a été élevée, plongés dans le gaz oxygène, l'absorbent rapidement et avec un grand dégagement de calorique et de lumière; il suffit même qu'ils présentent un de leurs points en ignition, pour que ce phénomène se vérifie. C'est en vertu de cette propriété, que l'oxygène a été regardé, jusque dans ces derniers temps, comme un agent indispensable à la combustion. 2° Il est également nécessaire pour la respiration; la vie s'éteint dès l'instant où les animaux sont plongés dans une atmosphère qui ne contient pas d'oxygène libre. (Voy. *Respira-*

tion, tom II.) 3° Le gaz oxygène est très peu soluble dans l'eau. Il fut découvert en 1774 par Priestley.

Les *usages* de l'oxygène sont excessivement nombreux : nous en parlerons à mesure que nous ferons l'histoire des corps avec lesquels on le combine.

Poids de l'atome d'oxygène. Ainsi que nous l'avons établi, page 16, nous croyons devoir regarder le poids de l'atome de l'oxygène comme 1.

Action sur l'économie animale. Il doit être regardé comme un excitant ; lorsqu'on le respire pur, il détermine à peu près les effets dont nous avons parlé à l'article *Calorique*. Lors de sa découverte, plusieurs médecins conçurent l'espoir de diminuer l'intensité des symptômes de la phthisie pulmonaire en le faisant respirer ; mais il détermina une excitation telle de la membrane muqueuse des poumons, qu'on fut obligé d'y renoncer. Il paraît agir avantageusement dans l'asthme humide, dans la chlorose, dans les affections scrophuleuses, les empâtements du bas-ventre, dans certaines affections lentes des poumons et des viscères abdominaux, dans le commencement du rachitis, le scorbut ; mais principalement dans l'asphyxie par défaut d'air, et par les gaz nuisibles à cause de leur non respirabilité.

Extraction. On peut obtenir le gaz oxygène par plusieurs procédés : 1° on introduit quelques gros de chlorate de potasse cristallisé (muriate sur-oxygéné de potasse), dans une petite cornue de verre, à laquelle on adapte un tube recourbé propre à recueillir le gaz, et qui se rend sous une cloche remplie d'eau : on chauffe graduellement la cornue ; l'air de l'appareil se dégage, le sel fond, se décompose, et l'on obtient tout l'oxygène qui entre dans la composition de l'acide chlorique et de la potasse (1) ; il reste dans la cor-

(1) L'acide chlorique est formé d'oxygène et de chlore ; la potasse est composée d'oxygène et de potassium.

nuè du chlorure de potassium (muriate de potasse sec). Cent grains de chlorate fournissent 39 grains de gaz oxygène. 2° On pulvérise le tritoxyde de manganèse noir, et on le traite à froid par l'acide hydro-chlorique faible, pour le débarrasser des carbonates de chaux, de fer, etc., qu'il renferme toujours, et que l'on transforme par ce moyen en hydro-chlorates solubles; on décante la liqueur, et on fait sécher l'oxyde après l'avoir lavé: lorsqu'il est sec, on l'introduit dans une cornue de verre C, avec la moitié de son poids d'acide sulfurique concentré; cette cornue doit être lutée et placée sur un fourneau à réverbère (*voyez* pl. 9. fig. 55); son col se rend dans un ballon bitubulé B, contenant un peu d'eau, et donnant issue par une de ses tubulures au tube de sûreté recourbé T, qui va se rendre sous une cloche pleine d'eau. L'appareil étant luté, on chauffe graduellement la cornue; l'air se dégage, et l'on ne tarde pas à obtenir une très grande quantité de gaz oxygène: en effet, le tritoxyde de manganèse est ramené à l'état de protoxyde, qui se combine avec l'acide pour former du proto-sulfate. On se procure, par ce procédé, beaucoup plus de gaz que par le suivant. 3° On chauffe graduellement le tritoxyde de manganèse purifié par l'acide hydro-chlorique, en le mettant dans une cornue de grès lutée, à laquelle on a adapté un tube de sûreté recourbé qui se rend sous l'eau; cette cornue est disposée dans un fourneau à réverbère, de manière à pouvoir être chauffée jusqu'au rouge; le tritoxyde passe seulement à l'état de deutoxyde, et perd la quantité de gaz oxygène que l'on obtient: un kilogramme de cet oxyde fournit de 40 à 50 litres de gaz. Si l'oxyde de manganèse n'a pas été bien purifié, il ne faut pas recueillir les premières portions de gaz; car elles renferment presque toujours de l'azote et de l'acide carbonique. Il est inutile de dire que toutes ces opérations sont terminées lorsqu'il ne se dégage plus d'oxygène. 4° On peut encore se procurer ce gaz en chauffant dans des vaisseaux

fermés les deutoxydes de mercure et de plomb, le nitrate de potasse, etc.; mais le chlorate de potasse est, de tous les corps, celui qui fournit le gaz le plus pur.

De la combustion.

60. Le mot *combustion* signifie, dans son acception ordinaire, le changement total qui s'opère dans la nature des corps combustibles, avec émission abondante de calorique et de lumière. Lavoisier et la plupart des chimistes modernes regardent, au contraire, la combustion comme un phénomène dans lequel *l'oxygène se combine avec un corps quelconque;* suivant eux, il y a combustion toutes les fois que l'oxygène s'unit à d'autres corps, même lorsqu'il n'y a aucun dégagement sensible de calorique ni de lumière, tandis qu'ils n'admettent pas qu'il y ait *combustion* lors de la combinaison de deux ou de plusieurs corps ne contenant point d'oxygène, quand même cette combinaison serait accompagnée de flamme et d'un grand dégagement de chaleur.

Il suffit de réfléchir un instant, pour voir qu'il n'est guère possible d'admettre une pareille définition; en effet, on observe tous les phénomènes de la *combustion* dans la formation d'une multitude de produits où l'oxygène n'entre pas: ainsi, que l'on introduise de l'arsenic pulvérisé dans une cloche remplie de chlore gazeux, ces deux substances simples se combineront même à froid: il y aura dégagement de *calorique* et de *lumière*, et formation d'un liquide qui sera le chlorure d'arsenic. Des phénomènes analogues auront lieu si on substitue le phosphore à l'arsenic. D'un autre côté, on n'observe aucun phénomène de *combustion* dans un grand nombre de cas où l'oxygène se combine avec des substances simples: citons pour exemple l'oxydation du fer que l'on expose à l'air; on ne remarque aucun dégagement sensible de *calorique* ni de *lumière:* le fer se combine pourtant avec l'oxygène.

Frappés de l'insuffisance de la définition que nous ve-

nons de combattre, quelques auteurs modernes l'ont rejetée, et ont présenté de nouvelles vues sur la combustion. Dans la dernière édition de son système de chimie, M. Thomson admet l'existence de corps combustibles, de corps incombustibles, et d'autres qu'il nomme *soutiens de la combustion*, leur présence étant nécessaire pour que les corps combustibles brûlent. Ainsi, suivant cet auteur, la combustion n'est autre chose que la *combinaison d'un corps combustible avec un des soutiens de la combustion, combinaison qui a lieu avec dégagement de calorique et de lumière.* Les soutiens de la combustion sont simples ou composés: les premiers sont l'*oxygène*, *le chlore*, l'*iode*, le *fluor* (phtore); les autres sont l'air *atmosphérique*, l'*acide nitrique*, et plusieurs composés dans lesquels on trouve l'un ou l'autre des soutiens simples.

Il est aisé de sentir combien cette manière d'envisager la combustion est plus exacte que celle de Lavoisier, dont elle diffère essentiellement: en effet, dans cette dernière, on n'admet qu'un simple soutien de la combustion, l'*oxygène*, et l'on fait abstraction du dégagement de calorique et de lumière, qui pourtant constitue le phénomène le plus essentiel de la combustion.

Toutefois, la théorie de M. Thomson nous paraît pouvoir être avantageusement modifiée. Quelle nécessité y a-t-il, par exemple, d'admettre des soutiens de la combustion? En les rejetant, on éviterait plusieurs inconvénients; par exemple, M. Thomson ne range point le *soufre* parmi les soutiens de la combustion; il le place, au contraire, dans la section des corps combustibles; or, il est aisé de prouver qu'il appartient aussi-bien à l'une qu'à l'autre de ces classes; en effet, il joue le rôle de combustible lorsqu'on le brûle au moyen de l'oxygène, qui agit alors comme soutien de la combustion; mais ne joue-t-il pas le rôle de soutien de la combustion lorsqu'on le fait chauffer avec le cuivre divisé, et qu'au moment de la combinaison il y a

un dégagement considérable de calorique et de lumière? Objectera-t-on que, dans ce dernier cas, il n'agit pas comme *soutien?* Il faudra alors admettre, ou que la combustion n'a pas lieu, malgré le dégagement de calorique et de lumière, ou, si elle a lieu, que le cuivre en est le soutien; opinion qui ne s'accorde point avec les idées de M. Thomson sur la combustion.

Ces considérations nous engagent à regarder la combustion *comme un phénomène très général, qui a lieu toutes les fois qu'un ou deux corps se combinent avec dégagement de calorique et de lumière.* Nous avouons cependant que l'oxygène est, parmi les corps connus, celui qui donne le plus souvent lieu à ce dégagement, lorsqu'il s'unit à d'autres; c'est ce qui nous détermine à placer ici les principales considérations sur la *combustion.*

Combustion produite par la combinaison d'un corps solide avec un corps gazeux. Cette combustion peut avoir lieu à froid ou *à* une température élevée. 1° *A froid :* que l'on projette de l'antimoine, de l'arsenic, ou de l'étain pulvérisés, dans un flacon rempli de *chlore* gazeux; dans le même instant on apercevra une vive lumière, la température s'élèvera, et il se formera du chlorure d'antimoine, d'arsenic ou d'étain, qui paraîtra d'abord sous la forme d'une fumée plus ou moins épaisse, et qui ensuite deviendra liquide. 2° *A une température élevée :* que l'on introduise dans un flacon rempli de gaz oxygène un fil mince d'acier, suspendu par une de ses extrémités à un bouchon de liége, offrant à l'autre extrémité un morceau d'amadou allumé; le fer brûlera avec le plus grand éclat et avec la plus grande rapidité; il se combinera avec l'oxygène, et se transformera en oxyde noir; la température s'élèvera considérablement.

Si on détermine le poids du produit ou du corps brûlé, on le trouvera égal à celui des corps qui se sont combinés pendant la combustion.

Combustion produite par la combinaison de deux corps solides. Si on mêle dans un creuset du soufre et du cuivre très divisés, et qu'on élève suffisamment la température, ces deux corps se combineront; il y aura dégagement de calorique et de lumière, et par conséquent *combustion.* Ici; comme dans l'exemple précédent, le poids du corps brûlé (sulfure de cuivre) est exactement le même que celui du soufre et du cuivre qui se sont combinés.

On pourrait encore citer comme exemple de ce genre de combustion la poudre à canon, qui n'est autre chose que la réunion de trois corps solides, le nitre, le soufre et le charbon; sa combustion est évidemment l'effet de la combinaison de l'oxygène qui fait partie de l'acide nitrique du nitre (1) avec le soufre et le charbon.

Combustion produite par la combinaison de deux gaz. Lorsqu'on met le feu à un mélange de deux parties de gaz hydrogène, et d'une de gaz oxygène, il y a combustion, formation d'eau, et la chaleur dégagée est assez intense pour fondre une multitude de corps infusibles par tout autre moyen. Le poids du liquide obtenu est le même que celui des deux gaz qui se sont combinés.

Combustion produite par la combinaison de plusieurs liquides. Si on verse de l'acide nitrique sur de l'huile de térébenthine préalablement mêlée avec une certaine quantité d'acide sulfurique, le mélange prend feu subitement, et il se dégage une très grande quantité de calorique et de lumière. Cette combustion est le résultat de la combinaison de l'oxygène de l'acide nitrique avec l'hydrogène et le carbone de l'huile (2).

La plupart des chimistes ont admis que le calorique qui

(1) L'acide nitrique est formé d'oxygène et d'azote; le nitre est composé d'acide nitrique et de potasse.

(2) Toutes les huiles sont formées d'hydrogène, de carbone et d'oxygène.

se dégage dans les diverses combustions dont nous venons de parler, provient du rapprochement des molécules : ainsi, disent-ils, lorsque l'arsenic est projeté dans du chlore gazeux, celui-ci passe à l'état solide, et abandonne, par conséquent, une grande portion du calorique qui le tenait à l'état de gaz; il en est de même du gaz oxygène, qui brûle le fer, l'hydrogène, etc.; toutefois ils admettent aussi que l'arsenic, le fer et l'hydrogène peuvent dégager une certaine quantité de calorique. Quant à la lumière, ils lui attribuent la même origine, soit qu'on la considère comme une modification du calorique, soit qu'on la regarde comme un fluide distinct.

Les travaux de MM. Delaroche et Berard, relatifs au calorique spécifique des gaz, ne permettent plus d'adopter cette manière de voir, du moins dans beaucoup de cas : il résulte, en effet, de leurs expériences *que la chaleur spécifique du corps brûlé est souvent aussi grande ou même plus grande que la somme de celle des éléments qui se combinent pendant la combustion.* Nous citerons pour exemple la combustion de l'hydrogène dans l'oxygène pour former de l'eau. La chaleur spécifique de l'hydrogène, qui entre dans la composition de cent parties d'eau (en poids) peut être représentée par 38,69; la chaleur spécifique de l'oxygène, qui fait partie de la même quantité d'eau est égale à 20,83; ce qui donne, pour la chaleur spécifique du mélange, 59,52 : or, la chaleur spécifique des cent parties d'eau qui résultent de cette combustion, et que nous supposerons refroidie et liquide, est de 100, c'est-à-dire 40,48 de plus que celle de ses deux éléments à l'état de gaz; il est donc impossible d'admettre que la quantité énorme de calorique dégagée pendant la combustion du gaz hydrogène dans l'oxygène provienne de l'un ou l'autre de ces gaz; car, s'il en était ainsi, l'eau devrait en contenir moins, tandis qu'elle en renferme plus.

Si les explications admises jusqu'à ce jour, sur l'origine du feu, sont défectueuses, dit M. Berzélius, nous nous voyons forcés d'en chercher d'autres. « Pourquoi ne pas adopter, continue ce savant, que, dans toute combinaison chimique, il y a neutralisation des électricités opposées, et *que cette neutralisation produit le feu de la même manière qu'elle le produit dans les décharges de la bouteille électrique!!!* (1) »

Qu'il y a loin de cette manière d'envisager la combustion aux diverses hypothèses imaginées par les chimistes qui avaient précédé Lavoisier, pour se rendre raison de ce phénomène !

Parmi les anciennes théories de la combustion, la plus célèbre est, sans contredit, celle de Stahl. Suivant cet auteur, un corps n'est combustible que parce qu'il contient un principe subtil, insaisissable, connu sous le nom de *phlogistique*. Lorsqu'on fait brûler ce corps, le phlogistique se dissipe, et c'est dans cette séparation que consiste la combustion : aussi le résidu est-il incombustible. Au moment de se dégager, le phlogistique est affecté d'un mouvement violent : la chaleur et la lumière ne sont autre chose que ce principe subtil dans cet état de grande agitation. Éclaircissons cette théorie par un exemple : le cuivre était considéré comme composé de *phlogistique* et de *chaux* (oxyde de *cuivre*) ; lorsqu'on le faisait brûler, le phlogistique se dégageait, et le résidu était de la *chaux de cuivre* (oxyde de cuivre), substance brûlée, et, par conséquent, incombustible. Au contraire, toutes les fois qu'un corps incombustible devenait combustible, il ne faisait que se

---

(1) M. Becquerel a prouvé que lorsqu'un morceau de papier brûle, le papier s'électrise vitreusement et la flamme résineusement : si on fait brûler de l'alcool dans une capsule de cuivre, celle-ci s'électrise vitreusement. (*Ann. de phys. et de chim.*, t. XXVII.)

combiner avec le phlogistique : par exemple, lorsqu'en chauffant fortement la *chaux de cuivre*, dont nous avons parlé, avec du charbon, on obtenait le cuivre qui jouissait de nouveau de la propriété de brûler, c'était parce que le charbon avait fourni du phlogistique qui s'était combiné avec la chaux de cuivre. Il aurait suffi, pour renverser cette théorie, et en faire sentir toute l'inexactitude, de peser comparativement le cuivre avant et après avoir été brûlé : on aurait vu que son poids était plus considérable après la combustion ; or, comment peut-il se faire qu'un corps augmente de poids lorsqu'il se borne à perdre du phlogistique ?

De la flamme.

61. M. Davy, dans un travail intéressant sur la flamme, est parvenu à un certain nombre de résultats importants que nous croyons devoir faire connaître :

1° La flamme n'est autre chose, suivant le célèbre chimiste anglais, qu'une matière gazeuse chauffée au point d'être lumineuse, et jouissant d'une température qui surpasse la chaleur blanche des corps solides. *Expérience :* Placez à un vingtième de pouce de la flamme d'une lampe à esprit de vin, un fil fin de platine; cachez cette flamme à l'aide d'un corps opaque : le fil deviendra blanc par l'effet de la chaleur, quoiqu'il n'y ait point de lumière visible dans l'endroit où il se trouve (1).

2° La lumière de la flamme est extraordinairement brillante et intense lorsqu'il se forme quelque *matière solide*

---

(1) Tout en accordant que la température de la flamme est des plus élevées, n'est-il pas plus rationnel d'attribuer la chaleur extrême du fil de platine à la propriété qu'il a de favoriser la combustion des gaz inflammables (*V.* § 65, art. *Hydrogène*) ? Dans cette hypothèse, le fil métallique déterminerait l'union du gaz hydrogène carboné qui se dégage de l'esprit de vin, avec l'oxygène de l'air.

et fixe dans cette flamme : ainsi le phosphore, qui se transforme, par la *combustion* rapide, en acide phosphorique *solide*, brûle avec une flamme très intense : il en est de même du zinc, qui, par la combustion, se change en oxyde de zinc solide. Au contraire, lorsqu'il ne se produit point de matière solide dans la flamme, celle-ci est extrêmement faible et transparente : tel est le cas du soufre que l'on fait brûler dans le gaz oxygène, et qui se transforme *en gaz acide sulfureux*. Veut-on augmenter l'intensité de la flamme de ce corps, on n'a qu'à la mettre en contact avec de l'amiante, de l'oxyde de zinc, une gaze métallique ou toute autre matière solide.

3° Lorsqu'on fait passer la flamme à travers une gaze métallique très serrée, qui est à la température ordinaire, ce tissu refroidit le gaz qui le traverse, de manière à réduire sa température au-dessous du degré auquel il est lumineux. Plus les trous de la gaze sont petits, plus la flamme a de dificulté à les traverser, tout étant égal d'ailleurs. Plus les corps qui produisent la flamme sont combustibles, ou, en d'autres termes, plus cette flamme est chaude, moins la gaze métallique oppose de résistance à se laisser traverser. En général, on facilite le passage de la flamme à travers la gaze, en chauffant celle-ci jusqu'au rouge ou jusqu'au rouge blanc. Il résulte des expériences de M. Davy, qu'un fil de fer de $\frac{1}{40}$ de pouce d'épaisseur, chauffé même jusqu'au rouge blanc, n'enflamme pas le gaz hydrogène carboné qui se dégage des mines de charbon de terre, tandis qu'un fil de la même épaisseur, chauffé seulement jusqu'au rouge cerise, enflamme le gaz hydrogène.

La belle découverte de la lampe de sûreté, faite dans ces derniers temps, par M. Davy, est une conséquence de ces résultats. On sait que les mineurs sont souvent victimes de la détonation qui a lieu au moment où l'air se mêle avec le gaz hydrogène carboné, qui se dégage des mines de charbon de terre, et que le mélange est en contact avec des

corps enflammés. On évite facilement cette explosion en construisant une lampe dont la cage cylindrique a un diamètre qui ne surpasse pas deux pouces, et dont les jours sont recouverts d'une toile métallique ayant 750 ouvertures environ par pouce carré; le fil de fer peut avoir de $\frac{1}{40}$ à $\frac{1}{60}$ de pouce : il est évident que la lumière placée dans cette lampe éclairera suffisamment, et ne traversera pas la toile métallique ; par conséquent, on n'aura pas à craindre qu'elle enflamme le mélange détonnant dont nous avons parlé (1). (*Voyez*, pour plus de détails, les divers *Mémoires* de M. Davy, insérés dans les *Annales de physique et de chimie*, tom. I, III et IV.)

De l'hydrogène (2).

62. L'hydrogène se trouve très abondamment dans la nature ; il entre dans la composition de toutes les substances végétales et animales, de l'eau, des acides hydro-chlorique, hydriodique et hydro-sulfurique, de l'ammoniaque et de tous les sels ammoniacaux, etc. Son existence dans les régions supérieures de l'athmosphère est loin d'être prouvée, puisque M. Gay-Lussac, qui a fait l'analyse de l'air qu'il avait recueilli à une très grande hauteur, n'en a pas trouvé un atome. Les assertions des physiciens qui ont admis ce principe gazeux dans l'atmosphère, sont donc prématurées et sans appui. L'hydrogène, isolé des divers corps auxquels il est uni, est toujours gazeux; nous devons, par conséquent, l'examiner sous cet état.

---

(1) Il résulte des expériences de M. Deuchar, que, lorsque la flamme est projetée avec une grande force, elle n'est point complétement arrêtée par les tissus métalliques.

(2) Hydrogène, mot grec dérivé de ὕδωρ, *eau*, et de γείνομαι, *j'engendre*, principe générateur de l'eau.

Du gaz hydrogène (air inflammable).

63. *Propriétés.* Le gaz hydrogène *pur* est incolore, insipide et inodore (1); sa pesanteur spécifique, comparée à celle de l'air, n'est que de 0,0694 (Thomson). La *lumière* le traverse et se réfracte considérablement; la puissance réfractive de l'air étant 1,00000, celle du gaz hydrogène pur est 0,470 (Dulong). L'hydrogène est, de tous les corps simples non métalliques, le plus *électro-vitré.* (*V.* 52.)

Le gaz *oxygène* exerce une action remarquable sur le gaz hydrogène lorsque la température est élevée. *Expérience.* 1° On remplit de gaz hydrogène une vessie à laquelle on a adapté un tube de cuivre terminé par un très petit trou; on presse la vessie et on enflamme le gaz; alors on introduit le petit tube dans une cloche parfaitement sèche et pleine de gaz oxygène; cette cloche est placée sur la cuve à mercure, et penchée de manière à ce que l'un de ses bords soit hors du métal; on ne tarde pas à remarquer qu'il se forme de l'eau par la combinaison de ces deux gaz; car elle tapisse les parois de la cloche et ruisselle bientôt après.

2° On commence par remplir d'eau un flacon à l'émeri, en le plongeant dans la partie inférieure d'une cuve pneumato-chimique; lorsqu'il est plein, on le renverse, et on porte à la surface du liquide, jusqu'à ce que les cinq sixièmes environ se trouvent dans l'atmosphère; on y introduit assez de gaz oxygène pour que le tiers de l'eau dont

(1) L'odeur que présente le gaz hydrogène de nos laboratoires est due à une huile volatile : ce gaz est parfaitement inodore lorsqu'il a été obtenu en décomposant l'eau par un composé de mercure et de potassium. (Berzélius.)

il est rempli soit expulsé; on y fait entrer un volume double de gaz hydrogène, qui chasse l'eau qui y restait encore; on le bouche en le tenant toujours plongé dans le liquide, puis on le retire; on enveloppe d'un linge toute sa surface, excepté l'extrémité du goulot; on le débouche et on approche aussitôt son ouverture d'une bougie enflammée : à peine le mélange des deux gaz est-il en contact avec le calorique, que l'on entend une vive détonation, et que l'on aperçoit une lumière plus ou moins intense. (*Théorie.* Voy. *Expérience* 4ᵉ.)

3° Si le mélange de deux parties de gaz hydrogène et d'une de gaz oxygène se trouve dans une vessie munie d'un robinet auquel on a adapté un bouchon percé pour recevoir un tube de verre effilé à la lampe, et que l'on comprime la vessie, afin de faire passer le gaz à travers une dissolution de savon épaisse, préalablement disposée dans un mortier de fer, on remarque que les bulles de gaz font mousser le savon, le dilatent, et lui donnent une forme plus ou moins globuleuse. Si, dans cet état, on retire la vessie et le tube, et qu'on approche une allumette enflammée de la surface du savon, on détermine une vive détonation. (*Théorie.* Voy. *Expérience* 4ᵉ.)

4° Lorsqu'on dispose dans l'eudiomètre de Volta le mélange de ces deux gaz dans le rapport indiqué ci-dessus, on observe plusieurs phénomènes propres à jeter du jour sur la cause de leur production. Nous allons d'abord décrire l'instrument. (*Voyez* fig. 49.) On peut le regarder comme formé de trois parties, une moyenne, une inférieure, et l'autre supérieure; la partie moyenne se compose d'un tube de verre très épais TT, terminé inférieurement et supérieurement par une virole V attachée avec du mastic et se vissant au robinet R. La partie inférieure est formée d'un pied de verre ou de cuivre jaune P, qui est constamment creux, d'une virole V' et d'un robinet R, dont la tige creuse se visse à la virole V'. La partie supérieure

offre la même disposition que l'inférieure, excepté que le bassin *B* est moins large que le pied *P*. Vers l'extrémité supérieure du tube *TT*, se trouve une petite tige de cuivre horizontale *CH*, attachée à la virole dont nous avons parlé, et se terminant intérieurement très près de la surface interne de la virole. Cette tige est en partie contenue dans un petit tube de verre *tt*, dont la surface externe est enduite de résine : elle est par conséquent isolée de manière à pouvoir transmettre une certaine quantité de fluide électrique dans l'intérieur du tube *TT*. L'intérieur de l'instrument présente des ouvertures tellement disposées, que lorsque les robinets sont ouverts, l'eau que l'on ferait entrer par le bassin *B* sortirait par le pied *P*.

Si après avoir rempli d'eau cet instrument plongé perpendiculairement dans la cuve pneumato-chimique, on ferme le robinet supérieur, on pourra, en ouvrant le robinet inférieur, introduire dans le tube *TT* deux parties d'hydrogène et une partie d'oxygène en volume. Si l'on fait passer alors l'étincelle électrique à travers le mélange, en approchant de la tige de cuivre *CH*, préalablement essuyée, une bouteille de Leyde chargée, ou le plateau de l'électrophore électrisé par le frottement, on remarquera une lumière et une détonation plus ou moins vives ; la colonne d'eau contenue dans le tube *TT* sera refoulée en bas et remontera subitement, en sorte que le tube se trouvera rempli de liquide; enfin, les deux gaz auront disparu. Si, au lieu de laisser le robinet inférieur *R* ouvert, on le ferme avant de faire passer l'étincelle électrique, il se formera un vide qui sera immédiatement rempli par l'eau si on rouvre le robinet. *Théorie.* Il se produit de l'eau par la combinaison de l'hydrogène avec l'oxygène : cette eau est transformée en vapeur par la grande quantité de calorique dégagé dans l'expérience : or, la vapeur résultante occupe un espace plus grand que celui qu'occupaient les deux gaz ; elle doit donc refouler en bas le liquide

contenu dans le tube TT; mais comme la vapeur se trouve alors en contact avec un corps froid, elle passe à l'état liquide; presque tout l'espace qu'elle occupait se trouve vide, et l'eau doit remonter pour remplir ce vide. Ces deux effets étant presque instantanés, on conçoit qu'il résulte un double choc capable de rendre raison de la détonation qui les accompagne. La même théorie peut être appliquée aux expériences 2e, 3e, avec cette différence, que c'est l'air atmosphérique qui est refoulé, d'abord en avant, puis en arrière.

5°. M. Biot a prouvé que deux parties de gaz hydrogène et une de gaz oxygène mêlées et comprimées fortement dans une seringue métallique très épaisse, garnie d'un verre au fond, se combinaient, formaient de l'eau, et qu'il y avait détonation et dégagement d'une lumière très vive: dans cette expérience, qui n'est pas sans danger, le verre est projeté au loin.

64. Si, au lieu de faire agir le gaz hydrogène sur le gaz oxygène à une température élevée, on agit à froid, les deux gaz, d'une pesanteur spécifique très différente, se mêlent intimement et forment une masse homogène. *Expérience.* Lorsqu'on prend deux fioles d'égale capacité, munies chacune d'un bouchon percé d'un trou, et qu'on les remplit, l'une de gaz oxygène, et l'autre de gaz hydrogène, on remarque, en les faisant communiquer ensemble à l'aide d'un tube de verre d'environ un pied de long, et en les tenant dans une direction perpendiculaire, que la fiole pleine de gaz oxygène, qui est la plus inférieure, cède une portion de gaz à la fiole supérieure, et qu'une partie de l'hydrogène de celle-ci passe à son tour dans la fiole inférieure, en sorte qu'au bout de deux ou trois heures les gaz sont mêlés, et l'on peut enflammer le mélange dans chacune des fioles, en les séparant et en les approchant d'une bougie allumée. M. Dalton, à qui nous devons un travail sur cet objet, a conclu, après avoir

fait un très grand nombre d'expériences, *qu'un fluide élastique ne peut rester sur un autre plus pesant sans s'y mêler.*

65. Nous devons à M. Doebereiner une expérience remarquable qui se rattache au sujet dont nous parlons. Lorsqu'on fait arriver, à l'aide d'un tube étroit, du gaz hydrogène *à la température ordinaire*, sur du platine ou du palladium en masse spongieuse, l'hydrogène s'unit à l'oxygène de l'air qui entoure le platine, il se forme de l'eau, et il se développe assez de chaleur pour rendre le métal incandescent au bout de quelques instants. MM. Dulong et Thénard ont vu depuis, 1° que le rhodium et l'iridium se comportent de la même manière que le platine; 2° que le nickel en éponge agit aussi, mais très lentement, ce que M. Doebereiner avait déjà vu; 3° que les autres métaux ne donnent lieu aux mêmes phénomènes qu'autant qu'on élève leur température: qu'il en est de même du charbon, de la pierre ponce, de la porcelaine, du cristal de roche; 4° que, dans aucun cas, la température n'a besoin d'être supérieure ni même égale à celle de l'ébullition du mercure (350 degrés); 5° que la configuration d'un même corps modifie son action: ainsi l'effet est le double lorsque le gaz hydrogène est mis en contact avec des fragments de verre anguleux que lorsque ceux-ci sont arrondis; 6° que la propriété dont il s'agit n'est pas inhérente aux métaux qui agissent à la température ordinaire, puisqu'on peut la faire disparaître ou reparaître à volonté autant de fois qu'on le désire; 7° qu'un morceau de platine spongieux placé dans un mélange de deux parties d'hydrogène et d'une partie d'oxygène à froid détermine une détonation; 8° que l'hydrogène aidé de l'action du platine peut décomposer à froid les gaz protoxyde et deutoxyde d'azote, et former de l'eau avec l'oxygène de ces gaz, et de l'ammoniaque avec leur azote; 9° que l'on ne saurait expliquer la plupart des effets qui ont été observés, en leur supposant

une origine purement électrique. (*Ann. de phys. et de chim.*, décembre 1823.)

Caractères essentiels. 1° Lorsqu'on approche une bougie allumée du gaz hydrogène contenu dans une éprouvette dont l'ouverture est en bas, le gaz se combine avec l'oxygène de l'air, et il se produit une flamme blanche d'autant plus bleue que le gaz hydrogène est moins pur; il y a aussi une légère détonation, et il ne se forme que de l'eau; car, après l'expérience, l'eau de chaux n'est point troublée par son agitation avec l'air de la cloche, ce qui arriverait s'il s'était formé du gaz acide carbonique. 2° Si, au lieu de laisser la bougie à la surface de la cloche, on la plonge dans l'intérieur, elle s'éteint après avoir mis le feu aux premières couches de gaz. 3° Ce gaz est très léger. *Expérience.* 1° Que l'on prenne deux cloches à peu près égales, l'une remplie d'air atmosphérique et dont l'ouverture sera en haut, l'autre pleine de gaz hydrogène et dont l'ouverture sera en bas; que l'on adapte l'une à l'autre ces deux ouvertures, puis que l'on change la position en renversant les cloches, afin que celle qui contient le gaz hydrogène se trouve inférieure à l'autre; quelques instants après, on pourra s'assurer, à l'aide d'une bougie allumée, que la majeure partie de l'hydrogène a passé dans la cloche auparavant remplie d'air atmosphérique. 2° Si on remplit une éprouvette de gaz hydrogène, et qu'on la renverse de manière à ce que son ouverture soit en haut, en approchant immédiatement après une bougie allumée, on observera que la détonation sera plus vive, et le dégagement de calorique et de lumière plus intense que lorsque l'ouverture de l'éprouvette était en bas : dans le premier cas, le gaz hydrogène, à raison de sa légèreté et de la position de la cloche, s'élance subitement dans l'air; celui-ci, au contraire, beaucoup plus pesant, se précipite dans la cloche, en sorte que les gaz sont parfaitement mêlés.

Usages. On se sert du gaz hydrogène pour faire l'ana-

lyse de l'air et pour remplir les ballons aérostatiques. M. Clarke, professeur de minéralogie à Cambridge, a confirmé, par une nombreuse série d'expériences, ce qui avait été avancé en 1802 par M. Robert Hare, physicien d'Amérique, et en 1813 par M. Silliman, savoir, que lorsqu'on met le feu à un mélange de deux parties en volume de gaz hydrogène, et d'une de gaz oxygène pur, préalablement condensés dans un réservoir, il se produit une chaleur capable de fondre en quelques instants les substances regardées comme les plus infusibles. M. Clarke s'est servi dans ses expériences du chalumeau de Brook, dont l'emploi peut être suivi d'accidents fâcheux et auquel nous préfèrerons celui de MM. Berzélius et Barruel : (pl. 7, fig. 50) *E* est une vessie à fortes parois, munie d'un robinet sur lequel se visse un cylindre creux de cuivre *D*, dans lequel sont contenus 150 disques de toile métallique à mailles très fines, comprimées les unes contre les autres, et qui ont pour objet de s'opposer à la transmission de la flamme; l'autre extrémité de ce cylindre reçoit le tube du chalumeau *X*. Pour faire usage de cet instrument, on visse la vessie vide d'air sur une cloche à robinet contenant un mélange de deux volumes de gaz hydrogène et d'un volume de gaz oxygène: on ouvre les deux robinets de la cloche et de la vessie, on enfonce la cloche dans l'eau, afin que le gaz qu'elle contient entre dans la vessie; alors on ferme le robinet de celle-ci, on la dévisse et on lui adapte les autres parties de l'appareil. Dans cet état, on introduit la vessie dans une boîte de sapin à parois minces, et l'on fait sortir le robinet et l'ajoutage par une ouverture pratiquée à l'une de ces parois : on place sur la vessie une planche faite de manière à entrer aisément dans la boîte de sapin, et sur cette planche mobile on met un poids de 50 livres : par ce moyen la vessie se trouve dans tous les instants comprimée de haut en bas, et la compression étant toujours égale, que la vessie soit

pleine ou non, il en résulte que le jet de gaz est constamment le même: on enflamme ce mélange gazeux à l'aide d'un corps en ignition.

Voici maintenant les motifs qui doivent faire préférer cet appareil au chalumeau de Brook. 1° L'emploi de ce dernier, consistant à comprimer plus ou moins fortement dans un récipient métallique d'une forme arbitraire, le mélange gazeux d'oxygène et d'hydrogène, et à faire sortir par un tube d'un petit diamètre, ce mélange qui ne s'échappe du récipient qu'en vertu de l'élasticité qu'il a acquise par la compression, il en résulte que, dans les premiers instants de l'usage que l'on en fait, il n'y a réellement aucun danger à courir par l'effet de la rétrocession de la flamme; cette rétrocession ne pouvant avoir lieu à raison de la vitesse avec laquelle le gaz sort du récipient. Mais cette vitesse diminue promptement et progressivement par l'effet de la diminution de la pression qui s'opère dans l'intérieur du récipient par suite de l'échappement du gaz; d'où il résulte qu'il arrive nécessairement un moment pendant lequel cette pression est tellement faible, que la vitesse avec laquelle le gaz sort par le tube du chalumeau, ne peut plus mettre obstacle à la rétrocession de la flamme, et dès lors, il y a explosion; aussi a-t-on conseillé avec raison de placer l'instrument derrière la porte ou un mur, et de faire passer le tube à travers lorsqu'on voudrait s'en servir. 2° En admettant, ce qui n'est guère probable, qu'en faisant usage de l'instrument auquel nous accordons la préférence, la flamme rétrocédât dans le récipient, il n'y aurait aucun danger à courir, puisque l'appareil consiste en une vessie et en une boîte de sapin dont les parois sont très minces.

Poids d'un atome d'hydrogène. On sait, par l'analyse, que l'eau est un composé binaire de 88,9 parties d'oxygène et de 11,1 d'hydrogène en poids; ou, ce qui revient au même, de 8 d'oxygène et de 1 d'hydrogène (environ); mais dans l'eau, un atome d'oxygène est combiné avec un

atome d'hydrogène : donc, en représentant le poids d'un atome d'oxygène par 1, le poids d'un atome d'hydrogène sera $\frac{1}{8}$ ou 0,125.

Suivant M. Chaussier, le gaz hydrogène communique une teinte bleuâtre au sang et aux autres parties; on peut le respirer pendant quelques instants sans danger, mais il finit par déterminer l'asphyxie. On ne l'a jamais employé en médecine.

Extraction. 1° On introduit dans une petite fiole *F* de la tournure de zinc ou de fer, et de l'acide sulfurique ou hydro-chlorique, étendus de quatre ou cinq fois leur poids d'eau : on y adapte un bouchon percé pour donner passage à un tube de verre recourbé (*voy.* pl. 9, fig. 56), qui se rend sous l'eau; dans le même instant, on remarque une vive effervescence due au dégagement du gaz hydrogène; on ne recueille pas les premières portions, qui sont mêlées d'air. A la fin de l'expérience, on trouve du proto-sulfate de fer ou du sulfate de zinc dans la fiole.

Théorie. Le fer est un corps simple.

L'acide sulfurique est composé d'oxygène et de soufre.

L'eau est formée d'oxygène et d'hydrogène.

Il suit de là que l'hydrogène obtenu provient de l'eau, puisque ni le fer ni l'acide sulfurique n'en contiennent. Voici ce qui se passe : l'eau est décomposée; son oxygène se combine avec le fer ou avec le zinc, pour former un oxyde qui s'unit avec l'acide sulfurique, et donne naissance à du proto-sulfate de fer ou à du sulfate de zinc; son hydrogène se dégage et passe à l'état de gaz, en se combinant avec une certaine quantité de calorique dégagé pendant l'opération. D'où provient ce calorique? De l'acide sulfurique et de l'oxygène de l'eau, dont les molécules se rapprochent fortement, en se combinant avec celles du métal. Le gaz hydrogène obtenu par ce procédé paraît contenir de l'acide hydro-sulfurique, de l'acide carbonique, et une autre matière dont on n'a pas pu déterminer la na-

ture; on le purifie en le faisant passer à travers des fragments de potase caustique légèrement mouillée ; on le dessèche ensuite à l'aide du chlorure de calcium (muriate de chaux); alors le gaz est inodore. 2° On obtient du gaz hydrogène en décomposant l'eau par la pile électrique : dans ce cas il est excessivement pur.

Du bore.

Le bore est un corps simple qui ne se trouve jamais pur dans la nature, mais qui fait partie de trois composés naturels, savoir : de l'acide borique (boracique), du borax (sous-borate de soude), et du borate de magnésie.

66. Il est solide, pulvérulent, très friable, insipide, inodore, d'un brun verdâtre, et plus pesant que l'eau. Le *calorique* et la *lumière* ne lui font éprouver aucun changement. Il est *électro-vitré*, par rapport à l'oxygène, et électro-résineux par rapport au carbone. (*Voy.* § 52.)

Propriété essentielle. Lorsqu'on le met en contact avec le *gaz oxygène*, et qu'on le chauffe jusqu'un peu au-dessous de la chaleur rouge, il se combine avec ce gaz : et forme de l'acide borique qui entre en fusion ; il se dégage dans cette opération une partie du calorique et de la lumière qui tenaient l'oxygène à l'état de gaz : cependant tout le bore ne se transforme pas en acide borique, parce qu'à mesure que celui-ci est produit, il recouvre les couches intérieures de bore qui ne se trouvent plus en contact avec le gaz. Si on dissout dans l'eau l'acide borique formé, il reste une poudre d'une couleur plus foncée que celle du bore, que M. Davy regarde comme de l'oxyde de *bore*, et qui serait formée d'un atome de bore et d'un atome d'oxygène.

A la température ordinaire, le bore n'éprouve aucune altération de la part du gaz *oxygène* ni du gaz *hydrogène*. Il est sans usages. M. Davy observa en 1807 que l'acide

borique pouvait être décomposé, au moyen de la pile, en oxygène et en une matière brune. MM. Gay-Lussac et Thénard, en 1809, décomposèrent le même acide au moyen du potassium, décrivirent les propriétés du bore, et prouvèrent qu'on pouvait le transformer en acide borique au moyen du gaz oxygène.

Poids d'un atome de bore. Si l'on admet, avec M. Thomson, que l'acide borique est composé de 100 parties d'oxygène, et de 50 de bore, et qu'il résulte de l'union de deux atomes d'oxygène avec un atome de bore, le poids de celui-ci sera 1.

Extraction. On introduit dans un tube de cuivre parties égales de potassium coupé en fragmens, et d'acide borique vitrifié et pulvérisé (composé d'oxygène et de bore); on dispose le mélange de manière à ce qu'il y ait successivement une couche de métal et une autre d'acide; on ferme le tube avec un bouchon de liège, auquel on a pratiqué une légère fissure pour donner issue à l'air, et on le fait rougir; le potassium décompose une partie de l'acide, s'empare de son oxygène, et met le *bore* à nu; la portion d'acide non décomposée forme avec la potasse produite, du sous-borate de potasse. Lorsque le tube est refroidi, on fait bouillir le mélange à plusieurs reprises avec de l'eau, afin de dissoudre tout le sous-borate de potasse; alors, on fait sécher le bore, et on le conserve à l'abri du contact de l'air.

M. Doebereiner paraît avoir obtenu du bore, à la vérité mêlé d'un peu de charbon, en chauffant pendant deux heures jusqu'au rouge blanc, un canon de fusil contenant du sous-borate de soude fondu et pulvérisé (borax), mêlé avec un dixième de son poids de noir de fumée : dans ce cas, la soude est décomposée par le charbon contenu dans le noir de fumée, et il se dégage du gaz oxyde de carbone; le sodium résultant de cette décomposition agit sur l'acide borique comme le potassium.

Du carbone.

Le carbone est très répandu dans la nature : tantôt on le trouve pur, comme dans le diamant ; tantôt il est uni à d'autres principes, comme dans toutes les substances végétales et animales, dans le charbon ordinaire, dans la plombagine, l'anthracite, etc. ; cette dernière est quelquefois formée de carbone presque pur; enfin, il existe souvent dans l'atmosphère, combiné avec l'oxygène ou avec l'hydrogène, à l'état de gaz acide carbonique ou de gaz hydrogène carboné.

67. Le diamant ou le carbone pur se trouve dans les Indes orientales, principalement dans le royaume de Golconde et de Visapour; on en a aussi découvert dans la Serra do Frio, district du Brésil. Il se présente ordinairement sous la forme de cristaux très brillants, limpides, transparents, incolores, qui sont des octaèdres ou des dodécaèdres, ou des sphéroïdes à 48 faces triangulaires, curvilignes. Quelquefois ces cristaux sont roses, orangés, jaunes, verts, bleus, ou noirs; leur pesanteur spécifique varie depuis 3,5 jusqu'à 3,55; leur dureté est telle qu'ils ne sont rayés que par leur propre poudre.

Soumis à l'action du calorique dans des vaisseaux fermés, le diamant n'éprouve aucune altération : on parvient cependant à le fondre, d'après M. Silliman, à l'aide du chalumeau à gaz. Il réfracte fortement la lumière : la puissance réfractive de l'air étant 1,0000, celle du diamant est 3,1961. Il *s'électrise* vitreusement lorsqu'on le frotte; il n'est point conducteur du fluide électrique. Il est *électro-vitré* par rapport au bore, et électro-résineux par rapport à l'hydrogène. (*Voy.* §. 52.)

Propriété essentielle. Le gaz *oxygène* n'exerce aucune action sur le diamant à froid; mais si on élève la température, il se combine avec lui, et forme de l'acide carbo-

nique. En 1797, Guyton de Morveau exposa au foyer d'une très forte lentille un diamant placé sous une cloche remplie de gaz oxygène pur, il fit tomber les rayons solaires, et il remarqua que la surface du diamant ne tarda pas à noircir : on voyait çà et là des points brillants en état d'ébullition. Il intercepta la lumière au moyen d'un corps opaque; alors le diamant parut rouge et transparent; son poids était évidemment diminué; deux jours après, l'expérience fut continuée, et le diamant disparut en entier en moins de 20 minutes. Le gaz contenu dans la cloche fut analysé, et l'on vit qu'il était composé de gaz acide carbonique, dont les éléments sont l'oxygène et le carbone; en outre son volume était le même que celui du gaz oxygène employé. On peut encore varier cette expérience en faisant passer à plusieurs reprises du gaz oxygène pur à travers le *diamant* placé dans un tube de porcelaine que l'on fait rougir dans un fourneau à réverbère; il suffit pour cela d'adapter à l'une des extrémités du tube une vessie pleine de gaz oxygène, et à l'autre extrémité une vessie vide.

On n'a pas encore déterminé si le gaz *hydrogène* peut dissoudre le carbone pur ou le diamant; on sait cependant qu'il existe plusieurs composés gazeux et liquides d'hydrogène et de carbone, et que l'on obtient sans le secours du diamant. On ne connaît pas l'action du *bore* sur le carbone pur.

Poids de l'atome de carbone. Le gaz acide carbonique est composé de 100 parties d'oxygène et de 37,50 de carbone en poids, ou, ce qui revient au même, de 2 d'oxygène et de 0,75 de carbone; mais il est formé de deux atomes d'oxygène et d'un atome de carbone : donc, en représentant le poids de l'atome d'oxygène par 1, celui de l'atome de carbone le sera par 0,75.

Le diamant est un objet de luxe; on peut s'en servir pour rayer les autres corps, et surtout pour couper le verre.

Du charbon.

68. On désigne sous le nom de *charbon* le produit solide, noir et fixe que l'on obtient en décomposant les matières végétales et animales par le feu, dans des vaisseaux clos. On trouve dans le charbon deux sortes de matière, l'une *saline*, qui constitue les cendres, et l'autre que l'on peut appeler *charbonneuse*. Cette dernière varie par sa composition, suivant que la matière organique qui a fourni le charbon contient ou ne contient pas d'azote. La portion charbonneuse des substances *non azotées* est formée, d'après M. Doebereiner, de carbone et d'hydrogène : cent parties de charbon de sapin *calciné* ont fourni à ce chimiste 98,56 de carbone et 1,44 d'hydrogène, tandis que la même quantité de charbon de bois ordinaire, privé de son eau hygrométrique, a donné 97,85 de carbone, et 2,15 d'hydrogène : c'est donc à tort que les chimistes avaient admis de l'oxygène dans le charbon *calciné*. La portion charbonneuse des *matières azotées* est formée de carbone et d'azote : suivant M. Doebereiner, le charbon obtenu en décomposant la gélatine par le feu, renferme 71,7 de carbone et 28,3 d'azote. Nous ne nous occuperons ici que du charbon non azoté, et particulièrement de celui qui provient du bois; l'autre variété sera décrite en parlant de la chimie animale.

Le charbon *non azoté* est toujours solide, noir, inodore. insipide, fragile, et plus ou moins poreux; les molécules dont il est formé sont assez dures pour servir à polir les métaux; sa pesanteur spécifique est un peu plus considérable que celle de l'eau; cependant il surnage assez ordinairement ce liquide, à raison de l'air contenu dans ses pores; mais si on le laisse pendant quelque temps en contact avec l'eau, la majeure partie de l'air se dégage, et alors il se précipite : cette expérience se fait très bien avec une cloche remplie d'eau et renversée sur la cuve pneumato-chimique.

Il est plus ou moins conducteur du *calorique* et du *fluide électrique*, suivant qu'il a été plus ou moins calciné. (*Voy*. la note de la page 113.)

Lorsqu'on le chauffe fortement dans des vaisseaux fermés, il donne une certaine quantité d'un gaz qui paraît être composé d'hydrogène, d'oxygène et de carbone (1); du reste il n'est ni fondu ni volatilisé. Il agit sur la *lumière* comme tous les corps opaques noirs. Exposé pendant long-temps à l'action de la pile voltaïque, il entre évidemment en *fusion*, d'après les expériences de MM. Hare, Silliman et West; sa surface paraît couverte d'un vernis; on n'aperçoit plus ni lustre métallique, ni pores, ni la texture fibreuse; il est plus dur et plus dense, sans cependant se transformer en diamant, comme on l'avait annoncé d'abord. Si l'on adapte une pointe de charbon à chacun des fils conducteurs de la pile, l'une de ces pointes s'allongera, et l'autre offrira une cavité sphéroïdale, comme si une portion de sa substance avait été transportée sur l'autre charbon par un courant dirigé du pôle résineux au pôle vitré. M. Silliman, qui est parvenu à fondre, à l'aide du chalumeau à gaz, le charbon, la plombagine, l'anthracite et le diamant, a conclu que les trois premières substances charbonneuses fondues, approchent très près de la condition du diamant: cette conclusion paraîtra prématurée, lorsqu'on saura que ces matières charbonneuses fondues ne peuvent rayer que le verre, qu'elles sont attirables à l'aimant, excepté peut-être les plus transparentes, qui n'ont pas été soumises à cette épreuve, qu'elles n'éprouvent aucune altération lorsqu'on les chauffe fortement avec le contact de l'air ou du gaz oxygène, tandis que le véritable diamant raie tous les corps, n'est point attirable, et se transforme en acide carbonique,

(1) La présence de l'oxygène dans ce gaz tient à ce que le charbon n'est pas calciné.

lorsqu'on le chauffe avec de l'oxygène ou de l'air. Les matières charbonneuses fondues de M. Silliman, disent MM. Gay-Lussac et Arago, se rapprochent beaucoup des scories par leur nature (*Annales de physique et de chimie*, octobre 1823).

Si, après avoir fait rougir du charbon de buis, on l'éteint dans du mercure, et qu'on l'introduise dans une cloche contenant du gaz *oxygène*, et disposée sur la cuve hydragyro-pneumatique (cuve à mercure), on remarque qu'il y a absorption d'oxygène et dégagement de calorique. Une mesure de charbon de buis absorbe 9,25 mesures de gaz oyxgène : cette absorption continue d'avoir lieu pendant plusieurs années, d'après M. Th. de Saussure, mais alors il se forme de l'acide carbonique qui est absorbé en plus grande quantité que le gaz oxygène. On observe les mêmes phénomènes si, au lieu de faire rougir le charbon, on le prive de tout l'air qu'il renferme, par la machine pneumatique. Plusieurs des gaz dont nous parlerons par la suite sont également susceptibles d'être absorbés par le charbon; en général, l'absorption est d'autant plus grande que *la température est plus basse, la pression plus forte, le charbon moins pulvérisé, plus sec et plus dense, à moins cependant que la densité ne soit telle, que les gaz ne puissent plus pénétrer dans leurs pores.*

Propriété essentielle. Lorsqu'on introduit du charbon qui présente un ou deux points en ignition, dans une éprouvette remplie de *gaz oxygène*, ces deux corps se combinent; il y a dégagement de calorique et de beaucoup de lumière, et il se forme du gaz *acide carbonique* et une petite quantité d'eau qui provient de l'union de l'oxygène avec l'hydrogène du charbon (1). De l'eau de chaux versée

(1) Le charbon provenant d'un même bois, peut se présenter sous deux états bien différents, suivant le degré de carbo-

dans cette éprouvette se trouble et dépose des flocons blancs, composés d'acide carbonique et de chaux. Ce qu'il y a de remarquable dans cette expérience, c'est que l'acide carbonique obtenu occupe précisément un volume égal à celui de l'oxygène qui entre dans sa composition. M. Gay-Lussac a tiré parti de ce fait pour connaître la densité de la vapeur du carbone, qu'il est impossible de déterminer directement. Il a supposé que le gaz acide carbonique résultait d'un volume de gaz oxygène, et d'un volume de vapeur de carbone (1) condensés en un seul : dès lors la densité de la vapeur du carbone doit être égale à celle du gaz acide carbonique, moins celle du gaz oxygène, ou à 1,5277—1,111, c'est-à-dire 0,4166.

Si on mettait en contact avec le gaz oxygène un excès de

---

nisation du bois : ainsi celui que l'on obtient en chauffant le bois jusqu'à ce qu'il ne sorte plus de vapeurs, et que l'on peut désigner sous le nom de *charbon au premier état*, diffère de celui qui ayant été préparé de la même manière, a de plus été chauffé jusqu'au rouge : ce dernier constitue le *charbon au deuxième état*. Voici maintenant les résultats curieux auxquels M. Chevreuse a été conduit en examinant ces divers charbons : 1° Un charbon au premier état bien sec, n'est conducteur ni du fluide électrique ni du calorique, tandis qu'un charbon au deuxième état conduit ces deux fluides : la propriété de transmettre l'électricité est à son maximum dans les charbons qui ont été les plus chauffés ; 2° les charbons au premier état sont, en général, moins denses que les autres ; 3° ils absorbent l'eau plus promptement que ceux qui sont au second état ; 4° la combustibilité du charbon dans le premier état est beaucoup plus marquée que dans le second (*Ann. de chim. et de phys.*, tome XXIX. Août 1825).

(1) Nous avons déjà dit, § 2, que les corps se combinent en volume dans des rapports simples.

charbon, et que la température fût très élevée, on obtiendrait un mélange de gaz acide carbonique et de gaz oxyde de carbone, produits dont nous ferons l'histoire en parlant des corps oxydés.

69. Le *gaz hydrogène* est absorbé par le charbon. Une mesure de charbon de buis peut, d'après M. de Saussure, absorber 1,75 mesure de ce gaz, qui, du reste, n'éprouve d'autre altération qu'une condensation plus ou moins marquée. Lorsqu'on fait passer du gaz hydrogène à travers du charbon rouge contenu dans un tube de porcelaine, une portion de charbon est dissoute par le gaz, et il en résulte du gaz hydrogène plus ou moins carboné. L'action du *bore* sur le charbon n'est point connue. Ce corps a été particulièrement l'objet des recherches de Lavoisier.

Usages. Il fait partie de la poudre à canon, de l'encre d'imprimerie, de l'acier; on s'en sert beaucoup dans les mines, pour enlever l'oxygène aux oxydes métalliques; on polit avec lui plusieurs métaux; les peintres se servent du charbon de fusain pour esquisser leurs dessins. Le charbon ordinaire est employé avec succès pour priver les substances végétales et animales qui commencent à se putréfier, de leur odeur et de leur saveur désagréables: on peut rendre potable l'eau de mare chargée de débris d'animaux, au moyen des fontaines épuratoires de MM. Smith et Ducommun, qui ne sont autre chose que des filtres de charbon; les tonneaux charbonnés à l'intérieur conservent l'eau pour les marins; la viande faisandée perd son mauvais goût lorsqu'on la fait bouillir dans de l'eau avec une certaine quantité de charbon. Il suffit de nettoyer avec du charbon pulvérisé les vases imprégnés des odeurs de l'acide succinique, de l'acide benzoïque, des punaises, des huiles empyreumatiques, d'acide sulfureux, etc., pour les en débarrasser entièrement. Un très grand nombre de liquides peuvent être décolorés par cette substance, phénomène dont on doit la découverte à M. Lowitz, et que M. Bussy a parfaite-

ment étudié depuis. (Voy. *Journal de Pharmacie*, T. VIII.) Plusieurs médecins emploient le charbon comme antiputride. M. Récamier, qui l'a quelquefois administré avec succès dans les fièvres dites bilieuses rémittentes, a observé qu'il avait la propriété de détruire la mauvaise odeur des matières excrémentitielles. Réduit en poudre et mêlé avec du sucre, il est très bon dentifrice; uni à un mucilage et à un aromate, il est propre à former des pastilles qui corrigent la mauvaise haleine; on le conseille pour absorber la matière des flatuosités et de la tympanite: on peut l'employer pour mondifier les ulcères de mauvais caractère, quoique le quinquina jouisse de cette propriété à un degré supérieur. Il paraît avoir été utile dans la teigne: on l'applique sur la tête du malade préalablement débarrassée des croûtes, et nettoyée au moyen de l'eau de savon. En général, le charbon doit être lavé et tamisé avant son administration: la dose est de 20, 30, 40 grains, un gros, etc.; on le fait prendre aux malades sous le nom de *magnésie noire.*

Extraction. Il est extrêmement difficile d'obtenir le carbone pur; les diverses variétés de charbon du commerce contiennent du gaz hydrogène, des sels, etc. Il paraît cependant que l'on peut parvenir à séparer, par l'action de la chaleur, presque tout l'hydrogène qui se trouve dans le *noir* de fumée, corps composé de ce principe et de carbone, Nous indiquerons, en parlant des végétaux, les moyens de se procurer les différentes variétés de charbon.

Du phosphore (1)

Le phosphore n'a jamais été trouvé pur dans la nature; il entre dans la composition de plusieurs produits minéraux

---

(1) Phosphore, mot grec dérivé de φῶς, *lumière*, et de φορος, *qui porte*, c'est-à-dire *porte-lumière*.

et animaux; combiné avec l'oxygène, le carbone, l'azote et l'hydrogène, il constitue la laitance de carpe et une partie de la matière cérébrale et des nerfs; uni à l'oxygène et à la chaux, il fait la base de la portion dure du squelette des animaux, et de toutes les parties ossifiées. Le phosphate de chaux, que l'on rencontre si abondamment en Estramadure, province méridionale de l'Espagne, et plusieurs autres phosphates métalliques que l'on trouve dans la nature, contiennent également du phosphore.

70. *Propriétés.* Le phosphore pur est un corps solide, transparent ou demi-transparent, incolore, légèrement brillant, flexible, et assez mou pour céder au couteau; on le raie facilement avec l'ongle; il a une odeur d'ail très sensible; il paraît insipide; sa pesanteur spécifique est de 1,770. Il ne renferme pas de carbone s'il a été bien purifié.

Si on met du phosphore au fond d'une fiole contenant de l'eau, et qu'on élève la *température* jusqu'au 43e degré du thermomètre centigrade, il entre en fusion et il est transparent comme une huile blanche; si on le laisse refroidir très lentement, il conserve sa transparence, et se solidifie; quelque brusque que soit le refroidissement, il ne devient jamais noir s'il est pur; si on rompt la pellicule qui se forme à sa surface au moment où il va se figer, et que l'on fasse écouler les parties encore liquides, les autres cristallisent en aiguilles ou en octaèdres. Si, lorsqu'il est fondu dans l'eau chaude, on agite pendant quelque temps la fiole qui le contient, il se convertit en une poudre plus ou moins fine, que l'on a employée en médecine. Soumis à une température plus élevée, le phosphore se volatilise et peut être distillé. Cette expérience se fait dans une cornue privée d'air à laquelle on adapte un récipient contenant de l'eau; on dispose la cornue de manière à ce que son bec plonge dans le liquide du récipient : par ce moyen le phosphore volatilisé peut se condenser sans avoir le contact de l'air, qui l'enflammerait.

La *lumière* solaire change en rouge la couleur blanche du phosphore pur, renfermé dans de l'eau privée d'air, dans de l'huile d'olive, de l'esprit-de-vin, ou de l'éther, etc., sans que le phosphore passe à l'état d'acide. Le même phénomène a lieu lorsque le phosphore est placé sous une cloche vide, ou dans le vide d'un baromètre : dans ce dernier cas, il se dépose en paillettes brillantes contre les parois de l'instrument. Parmi les divers rayons qui composent le spectre prismatique de la lumière solaire, le violet est celui qui produit le plus promptement ce phénomène : aussi le phosphore rougit-il plus vite dans des verres violets que dans des verres rouges. M. Vogel a prouvé que, dans ces différentes circonstances, le phosphore passe à l'état d'oxyde rouge. Mais comment concevoir l'oxydation du phosphore dans le vide ? La flamme bleue du soufre brûlant et la flamme blanche du feu blanc des Indiens ne produisent rien de semblable, sur lui. Le *fluide électrique* agit sur le phosphore, qui a le contact de l'air comme le calorique ; du reste, ce corps simple est *électro-vitré* par rapport à l'azote, et électro-résineux par rapport au bore et au carbone (*voyez* § 52).

71. Le *gaz oxygène* n'exerce aucune action sur lui à une température qui ne dépasse pas 27° et sous la pression ordinaire de l'atmosphère : mais si on diminue la pression, lors même que le thermomètre marque 20°, 15°, 10° ou 6°, le phosphore se combine avec le gaz, brûle et devient lumineux dans l'obscurité. Ce phénomène est d'autant plus sensible, que la diminution de la pression est plus considérable : aussi réussit-il à merveille lorsqu'on introduit dans le vide barométrique du phosphore avec quelques bulles de gaz oxygène; cependant il cesse de se produire si la température est à 5°+0° ou au-dessous. Si, au lieu de diminuer la pression, on l'augmente, l'oxygène ne se combine avec le phosphore qu'à une température au-dessus de 27°. Enfin la combustion du phosphore dans ce gaz peut encore

avoir lieu au-dessous de 27°, lorsqu'on mêle ce gaz avec une plus ou moins grande quantité d'azote, d'hydrogène, ou d'acide carbonique, qui agissent de la même manière que la diminution de pression. Nous devons la plupart de ces détails à M. Bellani de Monza.

Propriété essentielle. Si on fait fondre du phosphore dans une petite coupelle, et qu'on l'introduise dans une éprouvette à pied remplie de gaz *oxygène*, il se dégage beaucoup de calorique et de lumière; l'oxygène est absorbé et solidifié par le phosphore, et il en résulte un nuage dense, d'une couleur blanche, qui n'est autre chose que de l'acide phosphorique susceptible de rougir la teinture de tournesol. Une portion du phosphore employé passe à l'état d'oxyde rouge, et tapisse l'intérieur de la coupelle. Cet acide et cet oxyde sont les seuls produits qui résultent de l'action directe du phosphore sur le gaz: on connaît cependant plusieurs autres composés de phosphore et d'oxygène que l'on obtient par des moyens indirects; tels sont les acides hypo-phosphoreux, phosphoreux et hypo-phosphorique.

Le phosphore, mis en contact avec le *gaz hydrogène*, passe rapidement au rouge, et les parois des flacons qui le contiennent se tapissent de cristaux rouges étoilés; une portion de phosphore est dissoute par le gaz, qui se transforme en gaz hydrogène phosphoré; les cristaux rouges sont de l'oxyde de phosphore formé aux dépens de l'oxygène de l'eau contenue dans le gaz (Vogel).

L'action du *bore* sur le phosphore n'est pas connue; il en est de même de celle du *carbone* pur; cependant plusieurs chimistes ont admis, d'après Proust, un *phosphure de carbone* d'une couleur rouge. M. Boudet, après avoir fait un très grand nombre d'expériences, pense que toutes les substances qui ont été regardées jusqu'à ce jour comme des phosphures de carbone, ne sont peut-être que de l'oxyde rouge de phosphore; il croit néanmoins que la combinaison de ces deux corps n'est pas impossible.

Le phosphore a été découvert par Brandt, en 1669.

Poids d'un atome de phosphore, Si l'on admet, avec Thomson, que l'acide phosphorique est un corps binaire composé de 100 parties de phosphore et de 133, 33 d'oxygène, si l'on suppose que cet acide résulte de l'union de deux atomes d'oxygène avec un atome de phosphore, le poids de l'atome de ce dernier sera 1,5 (*voy.* Composition de l'acide phosphorique, p. 213).

Usages. Le phosphore est employé pour faire l'analyse de l'air, et pour la construction des briquets phosphoriques. Parmi les moyens proposés pour faire ces briquets, le plus simple consiste à remplir d'eau à 70° ou à 80° un petit flacon de cristal, et à y introduire de petits fragments de phosphore; ceux-ci fondent, occupent la partie inférieure du flacon, et chassent l'eau. Lorsque la majeure partie de celle-ci est expulsée, le petit appareil se trouve presque rempli de phosphore fondu : alors on le laisse refroidir en tenant le flacon dans l'eau, et on le bouche lorsqu'il est froid. Chaque fois que l'on veut se servir de cet instrument, on introduit dans le flacon l'extrémité d'une allumette soufrée, afin de détacher quelques molécules de phosphore; on frotte cette extrémité sur un bouchon de liége : par ce moyen la température se trouve élevée et le phosphore s'enflamme.

Action du phosphore sur l'économie animale. Le phosphore, à petite dose, doit être regardé comme un excitant volatil puissant, dont l'action est très prompte, très intense, mais peu durable; il augmente l'activité de tous les systèmes de l'économie animale, et principalement du système nerveux. Les expériences d'Alphonse Leroy, de Pelletier et de Bouttatz prouvent qu'il irrite les organes de la génération, et qu'il éveille singulièrement l'appétit vénérien. Il a été administré dans les maladies asthéniques aiguës ou chroniques, où il ne faut exciter que momentanément, mais d'une manière très intense : ainsi son emploi a été,

dit-on, suivi de succès dans les fièvres ataxiques et adynamiques, avec prostration extrême des forces vitales, dans les différentes complications de ces mêmes fièvres, dans les fièvres intermittentes opiniâtres, les affections rhumatismales et goutteuses, la suppression des règles, la chlorose et les infiltrations avec atonie de la fibre; mais particulièrement dans l'apoplexie, la syncope, et dans plusieurs maladies nerveuses, telles que la paralysie, les convulsions épileptiques, la manie, la céphalalgie opiniâtre, la goutte sereine et la cardialgie. La dose de ce médicament ne doit pas être portée au-delà d'un grain dans les vingt-quatre heures, et l'on doit rejeter les préparations où il n'est que suspendu, telles que les pilules, les loochs, les électuaires, les émulsions, les conserves, etc. La manière la plus convenable de l'administrer est de le faire dissoudre dans de l'éther sulfurique, en y ajoutant un peu d'huile essentielle aromatique. On doit suspendre son usage s'il fait éprouver une ardeur à l'estomac, ou s'il occasione des vomissements. Il est très vénéneux. (*Voyez* nos *Leçons de médecine légale.*)

Extraction. On prend du phosphate acide de chaux en consistance sirupeuse : ce phosphate est composé de chaux et d'acide phosphorique : celui-ci est formé d'oxygène et de phosphore (*voy.* § 301); on le mêle intimement avec le quart de son poids de charbon pulvérisé; on chauffe le mélange dans une bassine de fonte jusqu'à ce qu'il soit sec; alors on l'introduit dans une cornue de grès lutée, placée sur un fourneau à réverbère, et dont le col se rend dans une allonge en cuivre qui plonge par l'une de ses extrémités au fond d'un grand bocal muni d'un bouchon percé de deux trous, et contenant une assez grande quantité d'eau; ces deux trous donnent passage, le premier à l'allonge, et l'autre à un tube recourbé, long de deux ou trois pieds, qui va se rendre dans un autre bocal muni d'un bouchon percé de deux trous et contenant aussi de l'eau;

l'un de ces trous donne passage à un tube droit, par lequel se dégagent les gaz, et qui, par conséquent, ne doit pas plonger dans le liquide; on lute toutes les jointures, et on tasse parfaitement ce lut; lorsqu'il est sec, on chauffe graduellement la cornue de manière à ce qu'elle soit rouge au bout de deux heures : à cette époque, il commence à se dégager du gaz oxyde de carbone et du gaz hydrogène carboné (1); alors on remplit le fourneau de charbons incandescents pour ne pas s'exposer à fêler la cornue; environ deux heures après, on commence à obtenir du phosphore, qui vient se condenser dans l'eau des deux flacons et dans le tube qui les fait communiquer ensemble, du gaz hydrogène phosphoré, et du gaz oxyde de carbone qui se dégagent. Ces phénomènes dépendent de ce que l'acide phosphorique cède son oxygène au charbon à une température élevée, et de ce que le mélange dont on se sert contient de l'eau qui continue à se décomposer. Le dégagement de gaz a lieu pendant toute la durée de l'opération, qui n'est terminée qu'au bout de vingt-quatre à trente heures; il est même le guide le plus certain de la réussite; s'il venait à se ralentir, on élèverait la température au moyen d'un long tuyau de poêle dont on surmonterait la cheminée du fourneau. A la fin de l'opération, on trouve le phosphore en partie dans l'eau, en partie dans l'allonge, dans le tube qui établit la communication des deux flacons, et dans le col de la cornue; ce dernier est moins pur, moins fusible, opaque et rougeâtre. On prend ces diverses quantités de phosphore refroidi; on les met dans une peau

(1) Ces gaz proviennent d'une partie de l'eau contenue dans le phosphate acide de chaux, qui est décomposée par le charbon; il se forme aussi du gaz hydrogène carboné, aux dépens de l'hydrogène qui entre dans la composition du charbon.

de chamois, on en fait un nouet bien solide, et on le comprime au moyen de pinces, en le tenant dans l'eau presque bouillante; le phosphore fond et passe à travers la peau; alors il est transparent, et peut être réduit en cylyndres : pour cela, on plonge verticalement une des extrémités d'un tube cylindrique de verre dans la masse du phosphore recouverte d'eau; on aspire avec la bouche par l'autre extrémité du tube; le phosphore fondu monte dans le tube, et lorsqu'il s'est élevé jusqu'à la moitié ou aux trois quarts de sa hauteur, on ferme avec le doigt index l'extrémité inférieure tenue toujours dans l'eau, et on le porte dans l'eau froide, où il se refroidit : à cette époque, il ne reste plus qu'à retirer le cylindre de phosphore solidifié du tube de verre. Il faut, dans ces diverses opérations, éviter avec le plus grand soin que le phosphore fondu soit en contact avec l'air, sans quoi il s'enflamme, et l'opérateur court les plus grands dangers. Il arrive souvent que le phosphore obtenu par ce moyen n'est pas pur; dans ce cas, il faut le distiller en le mettant dans une cornue qui contient de l'eau, et en le condensant dans un récipient presque plein de ce même liquide.

Du soufre.

Le soufre a été rangé parmi les substances simples. Les expériences ingénieuses de H. Davy et de Berthollet fils tendent à prouver qu'il renferme de l'hydrogène, de l'oxygène et une base particulière qu'il a été impossible de séparer jusqu'à présent; cependant, comme ces données ne sont pas encore généralement admises, nous continuerons à regarder ce corps comme élémentaire.

72. Le soufre est une substance très répandue dans la nature; on le trouve à l'état natif, principalement aux environs des volcans; tantôt il est cristallisé en octaèdres,

tantôt il est en masse ou en poussière fine : on le rencontre combiné avec des métaux, comme dans les pyrites de fer, de cuivre, etc.; il fait partie des sulfates de chaux (plâtre), de magnésie (sel d'Epsom) et de tous les autres sulfates, sels excessivement communs; enfin il entre dans la composition de la matière cérébrale et de quelques eaux minérales.

Le soufre est solide, d'une couleur jaune citron, inodore, insipide, transparent ou opaque, suivant qu'il est cristallisé ou non, dur, et tellement fragile, que le plus léger choc suffit pour le briser; sa cassure est luisante; sa pesanteur spécifique est de 1,99. Lorsqu'on le soumet à l'action d'une douce *chaleur*, ou qu'on le presse entre les mains, il craque et souvent se rompt. Il fond à la température de 104° therm. centigr., et devient rougeâtre. Si cette opération se fait dans un alambic de verre placé sur un bain de sable, le soufre ne tarde pas à se sublimer, et vient se condenser dans le chapiteau sous la forme de petits cristaux soyeux, d'un beau jaune, qui portent le nom de *fleurs de soufre non lavées*; on doit les agiter avec de l'eau pour séparer l'acide sulfureux soluble qu'elles renferment, et qui provient de la combinaison d'une portion de soufre avec l'oxygène de l'air contenu dans l'alambic. Si le soufre a été fondu dans un creuset, et qu'on l'ait laissé refroidir lentement, on observe qu'il se forme une pellicule à la surface; en perçant d'un trou cette croûte solidifiée, on peut vider les portions intérieures qui sont encore fluides; alors toutes les parties adhérentes au creuset se trouvent cristallisées en aiguilles jaunâtres. Si, lorsque le soufre est fondu dans le creuset, on continue à le chauffer sans le contact de l'air, et qu'on le décante dans l'eau froide pour le figer, il acquiert une couleur rouge hyacinthe, devient tenace comme la cire, et peut être employé pour prendre des empreintes de pierres gravées: en effet, il se durcit beaucoup par le refroidissement.

La *lumière* qui traverse les cristaux de soufre éprouve une double réfraction. Le soufre est mauvais conducteur de l'électricité ; lorsqu'on le frotte, il devient *électro-résineux*, et acquiert de l'odeur ; il est probable que c'est au développement de ce fluide dans les molécules du soufre qu'il faut attribuer la difficulté que l'on éprouve à les détacher du mortier qui a servi à les triturer, et auquel elles adhèrent : l'eau qui, dans ce cas, favorise leur détachement, agirait en s'emparant du fluide électrique. Le soufre est *électro-vitré* par rapport à l'iode, et *électro-résineux* par rapport à l'azote (*v.* § 52).

73. Le *gaz oxygène* n'exerce sur le soufre aucune action marquée à la température ordinaire.

Propriété essentielle. Si l'on introduit un morceau de soufre qui présente un ou deux points en ignition, dans une éprouvette à pied remplie de ce gaz, il l'absorbe avec dégagement de calorique et d'une lumière blanche-bleuâtre, et passe à l'état de gaz acide sulfureux, facile à reconnaître à son odeur piquante, qui est la même que celle du soufre qui brûle à l'air.

On peut encore obtenir, par des moyens indirects, trois autres composés d'oxygène et de soufre, l'acide hypo-sulfureux, l'acide hypo-sulfurique et l'acide sulfurique.

Le *gaz hydrogène* peut dissoudre le soufre à l'aide du calorique, et donner naissance à du gaz acide hydro-sulfurique (gaz hydrogène sulfuré). Ce fait peut être démontré en remplissant une cloche de gaz hydrogène, et en y introduisant du soufre, que l'on place au foyer d'un miroir ardent sur lequel tombent les rayons lumineux, ou bien encore en faisant passer du gaz hydrogène à travers du soufre placé dans un tube de porcelaine rouge : aucun de ces moyens n'est cependant usité pour préparer le gaz acide hydro-sulfurique, dont nous ferons l'histoire plus tard. Lorsqu'on fait chauffer ensemble, dans des vaisseaux fermés, un mélange de *bore* et de soufre, celui-ci entre en

fusion, se combine avec le bore, et il en résulte du borure de soufre couleur d'olive.

74. L'action du *carbone pur* sur le soufre n'est pas connue. Il n'en est pas de même de celle qu'exerce le *charbon* calciné. Ces deux corps peuvent se combiner, et donner naissance à deux composés que l'on pourrait appeler *proto-carbure* et *per-carbure de soufre*.

Expérience. On prend un tube de porcelaine dans lequel on introduit des fragments de charbon fortement calciné; on le dispose dans un fourneau à réverbère *F* (*voy.* pl. 11, fig. 65), de manière à ce qu'il soit un peu incliné, et qu'on puisse l'entourer de charbon. A l'extrémité *A* de ce tube, munie d'un bouchon percé, on adapte une cornue de verre *C* contenant du soufre; à l'autre extrémité se trouve une allonge *L*, qui se rend dans un récipient tubulé *R*, contenant de l'eau et entouré de glace; de la tubulure de ce récipient part un tube recourbé *S*, qui va plonger jusqu'au fond d'un petit flacon bitubulé *M*, qui renferme de l'eau jusqu'à la moitié de sa hauteur, et qui est également entouré de glace; l'autre tubulure de ce flacon donne issue à un tube recourbé *X*, destiné à porter les gaz sous des cloches pleines d'eau ou de mercure et renversées sur une cuve. On chauffe le tube de porcelaine jusqu'à ce qu'il soit rouge, puis on met du feu sous la cornue *C*; le soufre se volatilise, traverse le tuyau de porcelaine, se combine en partie avec le charbon, et donne un liquide qui se condense au fond de l'eau du récipient *R*, et de celle qui se trouve dans le flacon *M* : ce liquide est du *proto-carbure de soufre*; l'allonge se trouve contenir une matière brunâtre solide, qui n'est que du soufre légèrement carburé; enfin on obtient dans la cloche destinée à recueillir les gaz, du gaz hydrogène oxy-carboné, du gaz acide hydro-sulfurique, et une portion de carbure de soufre en vapeur. On concevra facilement la formation de ces gaz en se rappelant que le charbon le mieux calciné contient

de l'hydrogène, qu'il en est de même du soufre, d'après les expériences de Davy et de Berthollet fils : quant à l'oxygène, M. Thénard pense qu'il provient de l'eau fournie par les bouchons des vases. L'opération étant terminée, on démonte l'appareil, et on verse dans un entonnoir, dont on bouche le bec avec le doigt, le liquide contenu dans le récipient *R* et dans le flacon *M*; bientôt on aperçoit deux couches, l'une inférieure, plus pesante, formée par le *proto-carbure de soufre*; l'autre par l'eau; on lève le doigt afin de laisser écouler dans un vase la majeure partie du *proto-carbure de soufre*, qui doit nécessairement sortir le premier.

Proto-carbure de soufre. Il est liquide, transparent, jaunâtre ; il laisse déposer du soufre lorsqu'on le distille, et se trouve transformé en *per-carbure.*

Per-carbure de soufre (*liquide de Lampadius*). Il est transparent, incolore, doué d'une odeur fétide et d'une saveur âcre; sa pesanteur spécifique est de 1,263 : il bout à 45° thermomètre centigrade, et il n'est point décomposé par le calorique, quelle que soit la température à laquelle il a été soumis; il n'a point la faculté de faire passer au rouge le phosphore pur avec lequel on le met en contact, ce qu'il faut attribuer à la présence du soufre qui entre dans sa composition (Vogel); il est très avide d'oxygène; car, lorsqu'on le réduit en vapeur et qu'on le mêle avec ce gaz, il s'en empare aussitôt qu'on fait passer un courant de fluide électrique, s'enflamme vivement, détonne et se transforme en gaz acide carbonique et en gaz acide sulfureux. M. Vauquelin, qui a analysé ce *per-carbure*, l'a trouvé formé de 14 à 15 parties de carbone, et de 86 à 87 de soufre. Suivant M. Berzélius, ses parties constituantes sont 84,83 de soufre et 15,17 de carbone. Si on détermine sa composition par le calcul, en le supposant formé de 2 atomes de soufre et de 1 atome de carbone, on trouvera 84,4 de soufre et 15,82 de carbone, résultat qui

se rapproche singulièrement de celui de M. Berzélius (1). Il a été découvert en 1796 par Lampadius, et décrit depuis sous le nom de *liquide de Lampadius.* Il existe encore d'autres composés de soufre et de carbone qui sont solides, et dans lesquels ce dernier principe n'entre que pour une très petite partie.

75. Le *phosphore* peut se combiner avec le soufre en diverses proportions, et former des produits qui sont plus fusibles que le phosphore. Pour obtenir ces *phosphures*, on commence par faire fondre un peu de phosphore dans un tube, puis on y introduit un peu de soufre ; lorsque la combinaison est opérée, ce que l'on reconnaît au bruit qui l'accompagne, on y ajoute un nouveau fragment de soufre. Si l'on agissait sur quelques grammes de phosphore, et de soufre aussi desséché que possible, il y aurait une vive détonation avec dégagement de chaleur et de gaz acide hydro-sulfurique, et le phosphure formé rougirait la teinture de tournesol : ce phénomène dépend de ce que le phosphore retient toujours de l'eau qui se décompose; son hydrogène se porte sur une partie du soufre pour former du gaz acide hydro-sulfurique, tandis que l'oxygène s'empare d'une portion de phosphore et forme de l'acide phosphorique. M. Vogel a remarqué que le phosphure de soufre, exposé au soleil sous l'eau, ne devient rouge qu'à l'époque où la plus grande partie du soufre s'est combinée avec l'hydrogène de l'eau qui se décompose.

Poids d'un atome de soufre. Si l'on admet que l'acide

---

(1) En effet l'atome de soufre pèse 2, comme nous le dirons plus bas; le poids d'un atome de carbone est de 0,75 (voy. *Carbone*, pag. 110) : d'où il suit que ce carbure doit contenir 4 de soufre (ou 2 atomes) et 0,75 de carbone (ou 1 atome): ou, ce qui revient au même, 100 de soufre et 18,75 de carbone, ou 84,4 de soufre et 15,82 de carbone.

hypo-sulfureux est un corps binaire composé de 100 parties de soufre et de 50 parties d'oxygène, et si l'on suppose que cet acide est formé d'un atome de soufre et d'un atome d'oxygène, il est évident, puisque l'atome d'oxygène est représenté par 1, que l'atome de soufre doit peser 2.

Usages. Le soufre fait partie constituante de la poudre à canon; on l'emploie pour soufrer des allumettes et pour préparer les acides sulfureux et sulfurique, dont on fait une grande consommation dans les arts. Le soufre paraît être un excitant des fonctions du système exhalant : aussi l'emploie-t-on avec succès dans le traitement de la gale, des dartres, de la teigne : on l'applique sous la forme d'onguent préparé avec de la graisse de porc ou avec du cérat; quelquefois aussi, pour guérir la gale, on se sert d'un liniment fait avec parties égales de soufre et de chaux vive parfaitement triturés et incorporés dans de l'huile d'olives ou d'amandes douces. Administré à l'intérieur, le soufre est regardé comme purgatif, à la dose d'un à trois gros; mais à petite dose on doit le considérer comme excitant, spécialement dans les affections chroniques du poumon et des viscères abdominaux. On le donne avec des extraits, ou bien sous la forme de bols, de pastilles, d'électuaire, ou en suspension dans du lait : la dose est de 12, 20, 40, 72 grains par jour; on l'emploie aussi sous la forme de *baumes*, qui ne sont autre chose que des huiles essentielles tenant du soufre en dissolution : ainsi, on donne de 20 à 24 gouttes de *baume de soufre térébenthiné*, *de baume de soufre anisé*, *de baume de soufre succiné*; enfin les fameuses pilules de Morton, si souvent employées par cet auteur dans la phthisie pituitaire, et qui ne paraissent réussir que dans les catarrhes chroniques, contiennent du baume de soufre anisé.

Extraction. On obtient le soufre, 1° avec des substances terreuses qui le contiennent; 2° avec les sulfures de fer ou de cuivre. *Premier moyen.* On place ces substances dans

des pots de terre cuite, recouverts et surmontés d'un tuyau qui va se rendre, en s'inclinant, dans d'autres pots couverts, et dont le fond, percé de trous, est placé au-dessus d'une tinette en bois remplie d'eau : on chauffe les pots contenant les matières sulfureuses; le soufre entre en fusion, se volatilise, et vient se condenser dans l'eau de la tinette : il porte alors le nom de *soufre brut*, et renferme encore des matières terreuses; on le *sublime*, et on l'obtient en canons. *Sublimation.* On le place dans une chaudière en fonte qui communique avec une chambre en maçonnerie, au moyen d'un chapiteau également en maçonnerie; on chauffe la chaudière; le soufre fond, se réduit en vapeurs, entre dans la chambre qui est froide, passe à l'état liquide, coule sur le plancher, qui est incliné, et sort par un trou pratiqué à la partie la plus déclive, où l'on a disposé des moules de bois cylindriques dans lesquels il se condense : l'air de la chambre, raréfié par la chaleur des vapeurs du soufre, se dégage par une ouverture pratiquée à la voûte, et fermée par une soupape qui s'ouvre de dedans en dehors. Si la chambre était très grande, et que l'opération fût suspendue pendant la nuit, le refroidissement qu'éprouverait la vapeur serait assez marqué pour la faire passer à l'état solide, et on obtiendrait des fleurs de soufre attachées aux parois de la chambre. 2° *Extraction du soufre* des sulfures de fer et de cuivre. C'est principalement du dernier qu'on se sert : il contient toujours du sulfure de fer. On place sur un lit de bois un très grand nombre de fragments de sulfure mêlés avec de l'argile, et arrangés de manière à leur donner la forme d'une pyramide tronquée, au milieu de laquelle se trouve un canal vertical par lequel on introduit des tisons embrasés; le bois s'enflamme, le sulfure s'échauffe, et bientôt la température est assez élevée pour qu'il absorbe et condense rapidement l'oxygène de l'air; alors le cuivre et le fer passent à l'état d'oxyde, une portion de soufre se transforme en gaz acide

sulfureux qui se dégage ; une autre portion se volatilise et vient se *condenser* dans des cavités pratiquées sur le plateau du sommet ; le minéral qui reste est composé d'oxyde de cuivre, d'oxyde de fer, et d'un peu de sulfure sur lequel l'oxygène de l'air n'a pas agi. Nous verrons plus tard qu'il est employé à l'extraction du cuivre.

Du sélénium (1).

Le sélénium a été découvert à la fin de 1817 par M. Berzélius; il a déja été trouvé : 1.° dans le soufre de Fahlun et de Lipari, où il existe en très petite quantité; 2° dans l'*eukairite;* 3° associé au plomb, au mercure, au cobalt, au cuivre, etc. Son nom a été dérivé de *selen*, la lune, pour rappeler son analogie avec le *tellure* (dérivé de *tellus, telluris*, la terre).

76. Le sélénium refroidi après avoir été fondu, est solide, brillant et d'une couleur brune; sa cassure est vitreuse et couleur de plomb; sa poudre est d'un rouge foncé; il n'est point dur; le couteau le raie aisément; il est fragile : sa pesanteur spécifique est de 4,32. Il est mauvais conducteur du calorique. Soumis à l'action du *feu* dans des vaisseaux fermés, il bout et peut être distillé. Il n'est point conducteur du fluide *électrique*.

Chauffé dans un grand flacon rempli de gaz *oxygène* ou d'*air* atmosphérique, il s'évapore et passe à l'état d'oxyde. Si, après l'avoir chauffé dans une boule de verre assez petite pour qu'il ne puisse pas se disperser, on y fait arriver

---

(1) Le sélénium est considéré par quelques chimistes comme un corps qui jouit à la fois des propriétés appartenantes aux métaux et aux corps simples non métalliques ; il peut être regardé comme établissant le passage d'une de ces classes de corps à l'autre : cependant il se rapproche plus du soufre que des métaux.

un courant de gaz oxygène, il bout, absorbe le gaz, brûle avec une flamme dont la lumière est faible, et passe à l'état d'acide *sélénique*. Si, lorsque le sélénium a le contact de l'air, on l'enflamme, il s'oxyde, brûle avec une flamme bleu d'azur, et l'oxyde formé s'évapore en répandant une odeur très forte de chou pourri (*propriété essentielle*) : cet oxyde reste toujours mêlé avec l'air.

Le *carbone* paraît susceptible de se combiner avec le sélénium. Le *phosphore* fondu dissout le sélénium en toutes proportions; le phosphure qui en résulte jouit de la propriété de décomposer l'eau. Le *soufre* peut s'unir directement avec le sélénium; mais le meilleur procédé pour obtenir ce sulfure, consiste à précipiter une dissolution d'acide sélénique par le gaz acide hydro-sulfurique : le sulfure de sélénium est d'une couleur orange foncée; il est très fusible, et susceptible de se ramollir à la température de l'eau bouillante; il est soluble dans la potasse et la soude; chauffé avec le contact de l'air, il est décomposé et transformé en acide sulfureux, et en oxyde de sélénium qui se volatilisent.

Le *chlore* est absorbé par le sélénium à froid; il y a élévation de température et formation d'un chlorure liquide brun, qui peut absorber une nouvelle quantité de chlore, et passer à l'état de deuto-chlorure solide blanc.

L'extraction du sélénium étant une opération très compliquée, et ce corps n'étant d'aucune utilité pour la médecine ni pour les arts, nous nous abstiendrons de la faire connaître : on pourra consulter les Mémoires de M. Berzélius, insérés dans le tome IX des *Annales de chimie et de physique*, et celui de M. Lewenau, imprimé dans le *Journ. de Pharm.*, tom. 10.

Poids d'un atome de sélénium. Le gaz acide hydro-sélénique paraît formé de 100 parties de sélénium et de 2,5 d'hydrogène; en admettant qu'il soit composé d'un atome de chacun de ces corps, l'atome de sélénium pèsera 5.

De l'iode.

L'iode, dérivé de ἰώδης, *violaceus*, qui ressemble à la violette, est un corps simple, découvert en 1813 par M. Courtois, et que l'on n'a pas encore trouvé pur dans la nature : il fait partie des eaux-mères de la soude fournie par certains *fucus*, et que l'on appelle *soude de vareck*; il existe à l'état d'hydriodate dans l'eau minérale de Sales en Piémont, dans les eaux sulfureuses de *Castelnuovo*, *d'Asti*, et dans plusieurs sources salées et sulfureuses, et d'après M. Balard, dans divers mollusques marins, dans plusieurs polypiers et surtout dans l'eau-mère des salins alimentés par la Méditerranée. M. Vauquelin l'a trouvé à l'état d'iodure d'argent uni au sulfure de plomb, dans l'*argent vierge de serpentine*.

77. L'iode est solide à la température ordinaire : il se présente sous la forme de petites lames d'une couleur grise noirâtre, d'un éclat métallique, d'une faible ténacité, et ayant l'aspect de la plombagine; son odeur est analogue à celle du chlorure de soufre (liqueur de Thomson); sa pesanteur spécifique est de 4,946, d'après Gay-Lussac, et de 3,0844 suivant Thomson; il détruit les couleurs végétales, et il colore la peau et le papier en jaune; mais cette couleur ne tarde à pas disparaître.

Propriété essentielle. L'iode, mis en contact avec le *calorique*, fond : la température de 107° thermomètre centigrade suffit pour produire ce phénomène; il se volatilise à environ 175°, et il répand des vapeurs violettes très belles (1), que l'on peut apercevoir facilement en mettant une certaine quantité d'iode sur une plaque de fer ou dans un ballon de verre que l'on a fait chauffer. Lorsqu'on recueille ces vapeurs dans une cloche ou dans un récipient,

(1) La densité de cette vapeur est de 8,695.

on remarque qu'elles se condensent pour former de nouveau les lames cristallines dont nous venons de parler. La *lumière* n'altère point l'iode. Il est *électro-résineux* par rapport au soufre et à l'hydrogène, et *électro-vitré* par rapport au chlore et à l'oxygène. (*V.* § 52.)

Le gaz *oxygène* ne peut pas se combiner directement avec lui : cependant il existe deux produits composés d'oxygène et d'iode, que nous ferons connaître plus tard sous les noms d'acides *iodique* et *iodeux*. Le gaz *hydrogène* n'exerce aucune action sur l'iode à froid ; mais à une température rouge il peut se combiner avec lui, et donner naissance à du gaz acide hydriodique. L'action du *bore* et du *carbone* pur sur l'iode n'est pas connue : le charbon n'en exerce aucune.

78. L'iode, placé dans des circonstances particulières, peut s'unir avec l'*hydrogène* et avec le *carbone*, et donner naissance à deux composés triples, le *perhydriodure* et le *proto-hydriodure de carbone*, découverts par M. Sérullas : le premier est solide, d'un jaune citron, d'une odeur aromatique semblable à celle du safran ; il cristallise en paillettes dont l'aspect est très brillant ; il est formé sur un gramme de 0,8992 d'iode, de 0,0864 de carbone et de 0,0144 d'hydrogène (*v.* tom. 2ᵉ, § 598). Le *proto-hydriodure* est de couleur légèrement citrine, d'une odeur éthérée très pénétrante, d'une saveur très sucrée, très persistante, plus pesant que l'acide sulfurique, peu soluble dans l'eau, instantanément décomposable par le chlore : on l'obtient en chauffant graduellement un mélange de perchlorure de phosphore et de *perhydriodure de carbone*. (*V. Journ. de Pharm.*, tom. [illegible].) Il existe encore un autre composé de ce genre, observé, pour la première fois, par M. Faraday. (*V.* § 181). Aucun de ces hydriodures n'est employé.

79. Le *phosphore* s'unit à l'iode en diverses proportions et avec dégagement de chaleur et de lumière. Lorsqu'on met ensemble, dans un tube de verre, une partie de

phosphore et huit parties d'iode, on obtient un phosphure d'un rouge orangé-brun, fusible à environ 100°, et volatil à une température plus élevée : le phosphure d'iode sert à la préparation de l'acide hydriodique,

80. Le *soufre* forme, avec l'iode, à l'aide d'une légère chaleur, une combinaison faible, d'un gris noir, fusible, cristallisable, et dont on dégage l'iode en le distillant avec de l'eau.

Poids d'un atome d'iode. D'après Thomson, l'iodure de potassium est formé de 5 de potassium et de 15,5 d'iode : en supposant qu'il entre dans ce composé un atome de chacun des éléments, le poids de l'atome de potassium étant 5, celui de l'iode sera 15,5.

L'iode doit être rangé parmi les stimulants; il agit directement sur le système reproducteur, et particulièrement sur l'utérus, d'après M. Coindet; aussi est-il regardé comme un des emménagogues les plus actifs. A la dose d'un gros, un gros et demi, il détermine l'ulcération de la membrane muqueuse de l'estomac, et la mort. (*V.* nos *Leçons de médecine légale.*) Des observations nombreuses ont prouvé qu'il pouvait faire disparaître complétement ou incomplétement la plupart des goîtres, et que son usage était également suivi de succès dans une multitude d'affections scrophuleuses : toutefois, comme il est susceptible de développer à la longue des accidents graves, il est prudent de renoncer à son emploi, pour lui substituer l'*hydriodate de potasse*, qui jouit des mêmes avantages sans offrir les inconvénients dont nous venons de parler. (*V.* Hydriodate de potasse, § 327 *bis.*)

Extraction. On prend les eaux-mères de la soude de plusieurs espèces de *fucus*, appelée *soude de vareck*, qui, d'après les expériences de M. Gaultier de Claubry, renferment une certaine quantité d'hydriodate de potasse (composé de potasse et d'acide hydriodique : celui-ci est formé d'iode et d'hydrogène); on les concentre, et on les

introduit dans une cornue avec une certaine quantité d'acide sulfurique concentré; on adapte au col de cette cornue un ballon bitubulé, et on la chauffe doucement; bientôt l'hydriodate, et même l'acide hydriodique, sont décomposés par l'acide sulfurique, et il se forme de l'eau, du sulfate de potasse, de l'acide sulfureux et de l'iode; celui-ci se volatilise sous la forme de vapeurs violettes, et vient se condenser dans le col de la cornue ou dans le récipient, sous la forme de lames bleuâtres, cristallines, qu'il faut laver avec de l'eau contenant un peu de potasse, pour le débarrasser d'une certaine quantité d'acide sulfureux et sulfurique qu'il renferme; ensuite on le fait sécher en le pressant entre deux feuilles de papier, et on le distille de nouveau. Suivant M. Gaultier, le *fucus saccharinus* fournit plus d'iode que les autres espèces dont il a fait l'analyse (1).

Du phtore ou du fluor.

81. La plupart des chimistes s'accordent aujourd'hui à regarder l'acide fluorique, d'après les expériences de M. H. Davy, comme formé d'hydrogène et d'un radical particulier auquel on a donné le nom de *fluor*. M. Ampère, qui a indiqué le premier la composition de l'acide fluorique, a proposé d'appeler son radical *phtore*, de l'adjectif grec φθοριος, *délétère, qui a la force de ruiner, de détruire, de corrompre* : en effet, ce corps, que l'on suppose simple, jouit exclusivement de la propriété de détruire tous les

---

(1) Si, comme il arrive quelquefois, l'iode était falsifié par du charbon minéral, on reconnaîtrait la fraude à l'aide de l'alcool à 36° bouillant, qui dissout complètement l'iode sans agir sur le charbon. Si le poids de l'iode avait été augmenté par de l'eau, il suffirait de le presser entre deux papiers Joseph. (CHEVALLIER.)

vases où l'on veut le renfermer, et de former avec l'hydrogène l'acide hydro-phtorique (fluorique), dont l'action caustique est excessivement intense.

Il a été impossible d'obtenir jusqu'à présent le *phtore* à l'état de pureté, tant il agit sur les vases qui le contiennent; cependant nous allons exposer un certain nombre de faits propres à donner une idée de son histoire. Le *phtore* se trouve dans la nature combiné avec le calcium ou avec l'aluminium : ces *phtorures* ont été connus sous les noms de *fluate de chaux*, ou de *spath fluor* et de *fluate d'alumine;* tous les composés que les chimistes ont appelés *fluates secs*, sont formés de phtore et d'un métal. Uni au *bore* par des moyens particuliers, il constitue un acide que l'on doit appeler *phtoro-borique*, et que l'on a désigné jusqu'à présent sous le nom d'acide *fluo-borique;* il forme avec le phosphore un liquide blanc très fumant (DUMAS); il produit, avec le *silicium*, un autre acide appelé *phtoro-silicique* (acide fluorique silicé). Ces acides ne contiennent ni oxygène ni hydrogène. Le *phtore* paraît avoir moins d'affinité pour plusieurs métaux que le chlore; cependant il s'y unit avec énergie, et forme des composés binaires neutres. Il est électro-résineux, par rapport au phosphore, et électro-vitré, par rapport à l'azote. (*Voyez* § 52). Il est inaltérable à l'air. M. Ampère croit devoir le ranger entre le chlore et l'iode.

Du brôme (1).

82. Le brôme a été découvert en 1826, par M. Balard, dans les eaux-mères des salins, où il paraît exister, en

(1) *Brôme* dérive de Βρωμος, *fœtor*, mauvaise odeur. Depuis la publication du mémoire de M. Balard, M. Dumas a annoncé à l'Institut qu'il avait obtenu un chlorure d'iode ayant beaucoup d'analogie avec le brôme, en sorte qu'il pourrait se faire que ce dernier corps ne fût point simple.

petite quantité, à l'état d'hydro-bromate de magnésie ; on le trouve encore dans les végétaux et les animaux qui vivent dans la mer, dans toutes les plantes qui croissent dans la Méditerranée, dans les cendres du *ianthina violacea*, mollusque de Sainte-Hélène, enfin dans les eaux-mères de la soude de Varech.

Le brôme est liquide, d'un rouge noirâtre quand il est vu en masse et par réflexion, et d'un rouge hyacinthe lorsqu'on l'interpose en couches minces entre l'œil et la lumière ; il a une odeur très désagréable, analogue à celle des oxydes de chlore ; sa saveur est des plus fortes ; sa pesanteur spécifique est de 2,966. Il décolore le tournesol et le sulfate d'indigo sans les rougir, et colore fortement la peau en jaune. Il est très volatil, et entre en ébullition à 47° ; la vapeur rutilante qu'il fournit est très foncée, et d'une couleur semblable à celle de l'acide nitreux ; il n'est point décomposé en traversant un tube de verre incandescent ; il résiste à un froid de 18° — 0° sans se congeler. Il n'est point conducteur du *fluide électrique* ; il n'agit point sur l'*oxygène* ; toutefois il existe un composé d'oxygène et de brôme (acide bromique) que l'on obtient par des moyens indirects. L'*hydrogène* n'agit sur lui, ni à la température ordinaire, ni sous l'influence des rayons lumineux ; il se combine, au contraire, avec lui, et forme de l'acide hydrobromique, si on expose le mélange à la flamme d'une bougie, ou si on y introduit une tige de fer en ignition. Le *charbon* paraît être sans action sur lui. Le *phosphore* se combine avec lui à la température ordinaire, avec dégagement de chaleur et de lumière, et il en résulte un proto-bromure liquide et un deuto-bromure solide. Il suffit de verser du brôme sur du *soufre* sublimé, pour obtenir un bromure de soufre liquide d'un aspect huileux. L'*iode* peut former avec le brôme deux bromures, un proto-bromure solide jaune-rougeâtre, et un deuto-bromure liquide d'une couleur foncée.

Poids d'un atome de brôme. En admettant, avec M. Balard, que l'acide bromique est formé de 100 parties de brôme et de 53,61 d'oxygène, et qu'il résulte de l'union de 5 atomes d'oxygène et d'un atome de brôme, le poids de ce dernier sera 9,328.

Extraction. On verse sur un mélange pulvérisé d'hydro-bromate de potasse (*voy.* § 327) et de tritoxyde de manganèse, placé dans un petit appareil distillatoire, de l'acide sulfurique étendu de la moitié de son poids d'eau ; on chauffe, et il se dégage aussitôt des vapeurs rutilantes de brôme qui viennent se condenser dans l'eau froide, dont on a rempli le récipient : à la fin de l'expérience, on sépare le brôme, qui occupe le fond du récipient, et on le distille sur du chlorure de calcium pour le priver de l'eau qu'il pourrait retenir. *Théorie.* L'acide sulfurique s'empare de la potasse de l'hydro-bromate, et met l'acide hydro-bromique à nu; celui-ci se trouve décomposé par une portion de l'oxygène du tritoxyde de manganèse qui s'unit à son hydrogène pour former de l'eau; le brôme mis à nu se volatilise.

Usages et *action.* Le brôme n'a pas encore été employé. Il est probable qu'il agira sur l'économie animale à la manière des poisons irritants.

Du chlore (gaz muriatique oxygéné) (1).

Le chlore est un corps simple, qui a été regardé à tort, jusque dans ces derniers temps, comme formé d'acide muriatique et d'oxygène. Il ne se trouve jamais pur dans la nature; mais on le rencontre souvent uni à des métaux à l'état de *chlorure* et d'hydro chlorate. Lorsqu'on cherche à séparer le chlore des composés qui le renferment, on

(1) Chlore, dérivé de χλώρος, *vert,* ou qui tire sur le vert.

l'obtient gazeux : il est donc important de l'examiner sous cet état.

Du chlore gazeux.

83. Le chlore est un gaz *non permanent*, d'après M. Faraday, d'une couleur jaune-verdâtre (*propriété essentielle*), d'une saveur désagréable, d'une odeur piquante et tellement suffocante, qu'il est impossible de le respirer, même lorsqu'il est mêlé à l'air, sans éprouver un sentiment de strangulation et un resserrement dans la poitrine; sa pesanteur spécifique est de 2,470 d'après Gay-Lussac, et de 2,50 suivant Thomson : loin de rougir la teinture de tournesol, comme le font les acides, il la détruit en la jaunissant (*propriété essentielle*); il éteint les bougies allumées après avoir fait prendre à la flamme un aspect pâle d'abord, ensuite rouge.

Exposé à l'action du *calorique* dans des vaisseaux fermés, le chlore gazeux n'éprouve aucune altération lorsqu'il est parfaitement sec. *Expérience* (fig. 51). Si l'on introduit dans une grande fiole *A*, placée sur un fourneau *F*, le mélange nécessaire pour qu'il se dégage du *chlore* gazeux (*voyez* page 147 de ce volume); si l'on adapte à cette fiole, à l'aide d'un bouchon percé, un tube convenablement recourbé *T*, qui se rend dans un long cylindre de verre *C*, rempli de chlorure de calcium (muriate de chaux desséché), matière capable d'absorber toute l'humidité contenue dans le chlore; si de l'extrémité *T* de ce cylindre part un autre tube *S*, recourbé de manière à pouvoir se rendre dans un tuyau de porcelaine vide placé dans un fourneau à réverbère *M*, et que l'on entoure de charbon; enfin, si de l'extrémité *E* du tuyau de porcelaine part un troisième tube *R* qui va se rendre dans une cloche *P*, disposée sur la cuve pneumato-chimique, on pourra démontrer l'assertion que nous venons d'établir. En effet, que l'on commence par allumer le charbon contenu dans le fourneau à réver-

bère, afin de faire rougir le tuyau de porcelaine ; lorsque ce tuyau sera rouge, que l'on chauffe légèrement la fiole *A*, le chlore se dégagera, traversera le cylindre *C*, cèdera son humidité au *chlorure de calcium*, à travers lequel il passera pour se rendre dans le tuyau de porcelaine rouge de feu, puis se dégagera par le tube *R* pour remplir la cloche *P* sans qu'il ait subi la moindre altération.

84. Lorsqu'au lieu de chauffer ce gaz, on le refroidit, il se congèle au-dessous de $4°5+0°$, et ressemble, par ses ramifications, à la glace qui se dépose sur la face des carreaux pendant la gelée : ces cristaux d'*hydrate* de chlore paraissent formés de 27,7 parties de chlore et de 72,3 d'eau. Si, après les avoir desséchés, on les introduit dans un tube de verre que l'on scelle ensuite hermétiquement, on voit qu'il suffit d'élever la température à 38° pour les décomposer et obtenir deux liquides, l'un jaune pâle, qui est de l'eau, l'autre jaune verdâtre, plus foncé, qui est du *chlore liquide*; on remarque en outre au-dessus de ces liquides une atmosphère de chlore gazeux. Cette expérience, faite en 1823 par M. Faraday, prouve que le chlore n'est pas un gaz permanent, puisqu'il peut être réduit à l'état liquide par la compression de sa propre atmosphère : le même chimiste a vu depuis qu'il est également possible de liquéfier le gaz dont il s'agit, en le comprimant dans un tube de verre, après l'avoir desséché sur l'acide sulfurique, et en appliquant en même temps l'action du froid.

Le chlore gazeux parfaitement sec n'éprouve aucune altération de la part de la *lumière*; s'il contient de l'eau, celle-ci est décomposée, le chlore s'unit à l'hydrogène pour former de l'acide *hydro-chlorique* (acide muriatique), et l'autre principe constituant de l'eau, l'oxygène, se dégage en partie, tandis qu'une autre partie forme, avec le chlore, de l'acide chlorique (M. Gay-Lussac). Sa puissance réfractive est de 2,623, celle de l'air étant prise pour unité (Dulong). La pile *électrique* la plus forte n'altère

point le chlore parfaitement sec : si on le soumet à l'action de cet agent lorsqu'il est dissous dans l'eau, celle-ci est décomposée, et le chlore se rend avec l'oxygène de l'eau décomposée au pôle vitré. Il est *électro-résineux* par rapport à l'iode, et électro-vitré par rapport à l'oxygène. (*V.* § 52).

Le gaz *oyxgène* n'exerce aucune action sur lui; il existe cependant quatre composés d'oxygène et de chlore dont nous parlerons plus bas.

85. Le gaz *hydrogène* peut se combiner avec le chlore, et donner naissance à un acide que nous désignerons sous le nom d'acide *hydro-chlorique* (muriatique). L'expérience doit se faire à la lumière diffuse, ou à une température élevée, car elle ne réussit pas à la température ordinaire et dans un lieu obscur. *A la lumière diffuse.* Que l'on fasse arriver du chlore gazeux desséché au moyen du *chlorure de calcium*, dans un flacon tubulé rempli d'air, bientôt le chlore, à raison de son poids, se précipitera dans le flacon, chassera tout l'air; qu'on le bouche après en avoir retiré peu à peu le tube, qu'on remplisse de gaz hydrogène desséché par le même moyen un ballon tubulé plein de mercure, et dont la capacité est égale à celle du flacon, si, après avoir débouché celui-ci, on introduit dans son goulot le col du ballon usé de manière à ce qu'il s'adapte parfaitement à sa tubulure, et que l'on entoure de mastic fondu les parties qui établissent la communication de ces deux instruments, on remarquera qu'au moyen de la lumière diffuse, le mélange des deux gaz ne tardera pas à s'effectuer; au bout de quelques jours le chlore sera décoloré, et l'appareil ne contiendra plus qu'un volume de gaz acide *hydro-chlorique* égal à celui des deux gaz employés; il sera transparent, incolore, fumant à l'air, et rougira la teinture de tournesol; la décoloration du chlore ne saurait être complète si, vers le deuxième ou le troisième jour, l'appareil n'était exposé pendant 20 ou 25 minutes à l'ac-

tion directe des rayons solaires. *A une température élevée.* Si on remplit un flacon contenant de l'eau avec un mélange de parties égales de chlore et d'hydrogène gazeux, et qu'on l'enflamme à l'aide d'une bougie allumée, il y a sur-le-champ détonation et formation d'une fumée blanche qui indique l'existence du gaz *acide hydro-chlorique* (muriatique). Si le mélange de ces deux gaz est renfermé dans un flacon bouché, et exposé à la lumière solaire, tout à coup il se produit une vive détonation; le flacon est brisé, et l'opérateur court les plus grands dangers, à moins que le flacon ne soit presque entièrement enveloppé dans une serviette, ou mieux encore qu'il ne soit disposé dans un local que l'on puisse éclairer à volonté par une lumière diffuse ou par une lumière solaire. Nous devons les détails de ces expériences intéressantes à MM. Gay-Lussac et Thénard.

Le *bore* n'agit pas directement sur le chlore gazeux; cependant il est possible d'obtenir en décomposant par le charbon et le chlore sec, l'acide borique chauffé jusqu'au rouge, un chlorure de bore gazeux très fumant, et très soluble dans l'eau (Dumas). Le *carbone* n'exerce aucune action sur le chlore gazeux sec. Si on substitue le *charbon* ordinaire au carbone pur, et qu'on agisse à une chaleur rouge, le chlore s'empare de l'hydrogène qu'il contient, et il se forme du gaz acide hydrochlorique jusqu'à ce que le charbon ne renferme plus d'hydrogène; le même phénomène a lieu, à la température ordinaire, si l'on introduit dans un flacon plein de chlore des fragments de charbon ordinaire.

86. Le *chlore* et le *carbone*, placés dans des circonstances particulières (*voy.* § 619), se combinent et donnent naissance à deux chlorures de carbone. Celui qui contient plus de chlore, ou le *perchlorure*, est solide, incolore, transparent, d'une odeur aromatique comme camphrée, à peine sapide; sa densité est à peu près 2; il fond à 160° et se décompose à une chaleur rouge en chlore et en *proto-*

chlorure de carbone; il est à peine soluble dans l'eau; l'alcool le dissout facilement; la plupart des métaux le décomposent à une chaleur rouge, et il se forme des chlorures métalliques, le charbon est mis à nu. Il est composé, d'après M. Faraday, à qui nous en devons la découverte, de 3 volumes de chlore et de 2 volumes de vapeur de carbone. Le *proto-chlorure de carbone* est liquide, limpide, incolore; sa densité est de 1,5526; le chlore le transforme en perchlorure, si le mélange est exposé au soleil; il est formé d'un volume de chlore et d'un volume de vapeur de carbone. Ces chlorures sont sans usages (1).

87. *Propriété essentielle.* Lorsqu'on met dans une éprouvette remplie de chlore gazeux un petit morceau de *phosphore*, on remarque, quelques instants après, qu'il y a dégagement de calorique et de lumière, et production de vapeurs blanches, épaisses, formées par du *deuto-chlorure de phosphore:* en effet, le chlore passe de l'état de gaz à l'état solide, et se combine avec le phosphore; le calorique et la lumière qui le tenaient à l'état de gaz doivent donc se dégager. *Propriétés du deuto-chlorure de phosphore.* Ce corps, appelé par quelques chimistes *acide chloro-phosphorique*, est solide, d'un blanc de neige, excessivement volatil; il rougit le papier de tournesol parfaitement desséché; il décompose l'eau avec la plus grande rapidité; en effet, le chlore s'empare de l'hydrogène pour former de l'acide hydro-chlorique, tandis que le phosphore s'unit à l'oxygène et passe à l'état d'acide phosphorique. On

---

(1) MM. Phillips et Faraday ont encore constaté l'existence d'un troisième chlorure de carbone, formé d'un volume de chlore et de deux volumes de carbone. Ce chlorure se produit lorsqu'on décompose, par du nitre brut, une espèce particulière de sulfate de fer obtenu des eaux de la mine de Fahlun, et contenant une petite proportion de pyrite. (Voy. *Ann. de chim. et de phys.*, t. XVIII.)

l'obtient en faisant arriver un excès de chlore gazeux sec dans une cornue contenant du phosphore également sec. Il existe un autre *chlorure de phosphore* dans lequel il y a moins de chlore. *Propriétés du proto-chlorure de phosphore.* Il est liquide, incolore, transparent, fumant, nullement acide lorsqu'il est pur, récemment préparé, et qu'il n'a pas absorbé l'humidité de l'air; le fer le décompose à une température élevée, s'empare à la fois du chlore et du phosphore, et il se forme du phosphure et du chlorure de fer. Un morceau de papier Joseph imbibé de cette liqueur brûle comme le phosphore, aussitôt qu'on l'expose à l'air. Si on le mêle avec de l'eau, celle-ci est subitement décomposée; son hydrogène s'empare du chlore pour former de l'acide hydro-chlorique, tandis que l'oxygène se porte sur le phosphore et le fait passer à l'état d'acide phosphoreux; on observe les mêmes phénomènes, s'il est exposé à l'air humide et qu'il en attire l'humidité: dans ce cas, il rougit le papier de tournesol; mais il ne le rougit pas s'il est parfaitement privé d'eau et que le papier ait été bien desséché. On l'obtient comme le précédent, excepté que l'on emploie moins de chlore. Il est formé, d'après M. Dulong, de 100 parties de phosphore et de 327,6 de chlore, tandis que le deuto-chlorure est composé de 100 de phosphore et de 549,1 de chlore.

88. Lorsqu'on fait arriver sur du soufre divisé et sec du chlore gazeux parfaitement desséché, il se forme constamment, et à toutes les températures, un chlorure liquide connu sous le nom de liqueur de *Thomson*, qui l'a découvert: il est d'un rouge brun, très volatil, doué d'une odeur piquante, excessivement désagréable; il ne rougit pas le papier de tournesol parfaitement desséché; mais si on l'agite avec de l'eau, il la décompose, passe à l'état d'acide hydro-chlorique et d'acide sulfureux ou sulfurique, susceptibles de rougir fortement cette couleur: sa pesanteur spécifique à 10° est de 1,7. M. Thomson le croit formé

de 51,58 de chlore, et de 45,85 de soufre; la proportion de ce dernier corps paraît être évaluée trop bas. Il existe encore un autre chlorure de soufre, beaucoup moins sulfuré que le précédent.

89. Si on élève la température d'une petite cloche courbe, contenant du chlore gazeux et de l'*iode*, on obtient deux composés connus sous les noms de *chlorures d'iode*; si l'iode prédomine, le produit est rouge; dans le cas contraire, il est jaune. Le chlorure d'iode est regardé par M. Davy comme un acide qu'il a nommé *chloriodique*, et qui jouit des propriétés suivantes: il est très volatil, déliquescent, et soluble dans l'eau; la dissolution détruit par degrés les couleurs bleues végétales; elle décolore même la dissolution sulfurique d'indigo.

90. Le brôme s'unit au chlore à la température ordinaire, et fournit un chlorure liquide jaune rougeâtre, très odorant et très volatil.

La découverte du chlore est due à Schéele, qui l'appela *acide muriatique déphlogistiqué*.

Poids de l'atome du chlore. Le gaz protoxyde de chlore est formé de 100 parties de *chlore* et de 22,32 parties d'oxygène; ou, ce qui revient à peu près au même, de 4,5 de chlore et de 1 d'oxygène. En admettant que ce gaz est composé de 1 atome de chlore et de 1 atome d'oxygène, le poids de l'atome de chlore sera 4,5, puisque celui de l'oxygène est représenté par 1.

Usages. On s'en sert principalement pour blanchir, et pour désinfecter l'air corrompu par des miasmes. Nous renvoyons à la chimie végétale et animale pour les détails relatifs à son emploi dans ces circonstances. La médecine légale peut en retirer de grands avantages pour décolorer les liquides qui recèlent des poisons. (*Voy.* nos *Leçons de Médecine légale*). Respiré pur, le *chlore* gazeux est excessivement irritant, et ne tarde pas à occasioner la mort. Mêlé avec de l'air, il provoque la toux, et détermine une

affection catarrhale, suivie quelquefois d'hémoptysie; d'où il résulte qu'on ne l'emploie jamais dans cet état. Dissous dans l'eau, il agit encore comme irritant, si la dissolution est concentrée : aussi les animaux qui en ont pris une certaine quantité ne tardent-ils pas à périr, et l'on trouve après la mort une vive inflammation des tissus du canal digestif avec lesquels il a été en contact. Il paraît cependant qu'il peut être utile dans certaines circonstances, s'il est convenablement administré. M. Braithwate dit l'avoir employé avec succès dans la scarlatine et dans d'autres phlegmasies cutanées aiguës : il faisait prendre dans la journée deux gros de chlore liquide étendu de huit onces d'eau; mais il préférait encore l'employer en frictions sur la gorge. M. Estribaud l'a administré avec avantage, à la dose de six à huit gros, à des prisonniers espagnols atteints de fièvre putride. M. Nysten l'a donné avec succès et à l'état liquide dans des diarrhées et des dysenteries chroniques qui paraissaient entretenues par l'état d'atonie de la membrane muqueuse intestinale. MM. Thénard et Cluzel ont reconnu que les immersions des mains dans ce liquide suffisaient pour guérir la gale la plus invétérée.

Le dernier de ces auteurs avait depuis long-temps annoncé les avantages de ce médicament dans la morsure des animaux enragés; M. Brugnatelli a publié depuis des observations qui tendent à confirmer son utilité dans cette affection.

Extraction. On met dans une fiole, à laquelle on adapte un tube recourbé, du tritoxyde de manganèse pulvérisé et de l'acide hydro-chlorique liquide concentré; on élève un peu la température, et l'on obtient du chlore gazeux, de l'eau et du proto-hydrochlorate de manganèse. On peut faire arriver ce chlore gazeux, à l'aide d'un tube droit, dans un flacon rempli d'air; bientôt celui-ci, beaucoup plus léger que le chlore, sera chassé : ou bien on peut le recevoir sous des cloches pleines d'eau; mais, dans ce cas, l'eau dissout

une partie du gaz. *Théorie.* L'acide hydro-chlorique et le tritoxyde peuvent être représentés par

Acide hydro-chlorique +	(hydrogène + chlore).
Manganèse + oxygène	+ oxygène + oxygène.
Proto-hydrochlorate.	Eau.

Une portion d'acide et tout l'oxyde se décomposent; l'hydrogène se combine avec la majeure partie de l'oxygène de l'oxyde et forme de l'eau; le chlore est mis à nu, tandis que l'acide non décomposé s'unit avec le protoxyde de manganèse résultant de cette décomposition. La préparation du chlore en grand se fait par un autre procédé (*voy.* pl. 9, fig. 57): on place sur un bain de sable un matras *D*, muni d'un bouchon percé de deux trous; on introduit dans ce matras du tritoxyde de manganèse cristallisé en aiguilles, et ne contenant pas de fluate de chaux; de ce matras sort un tube recourbé *T*, qui plonge dans la petite quantité d'eau que renferme le flacon *F*; deux autres tubes recourbés *tt* établissent la communication des vases *A*, *B* avec le flacon *F*; un dernier tube recourbé *S* est destiné à porter le gaz dans des cloches pleines d'eau; enfin les tubes droits *xxx* sont des tubes de sûreté; les vases *AB* renferment de l'eau, et le premier est entouré de glace. Les choses étant ainsi disposées, et les bouchons percés des trous nécessaires pour donner passage aux tubes, on lute toutes les jointures, et on introduit peu à peu, au moyen d'un tube en *S* recourbé *VE*, de l'acide hydro-chlorique; on chauffe doucement: le chlore se dégage à l'état de gaz, traverse l'eau du premier flacon, passe dans le deuxième, se dissout dans l'eau, et lorsque celle-ci en est saturée se porte sur le troisième, etc.

De l'azote (1).

L'azote est un corps simple très répandu dans la nature : à l'état solide, il fait partie de presque toutes les substances animales, d'un très grand nombre de substances végétales, de tous les nitrates et de tous les sels ammoniacaux; il se trouve à l'état de gaz dans l'atmosphère, dont il fait à peu près les quatre cinquièmes, et dans le gaz ammoniac : lorsqu'il est pur, il est toujours gazeux.

Du gaz azote.

91. Le gaz azote est incolore, inodore, transparent, et plus léger que l'air atmosphérique; sa pesanteur spécifique est de 0,9722, d'après Thomson. La *lumière* est réfractée par ce gaz; sa puissance réfractive est de 1,020 (Dulong). Il est *électro-vitré* par rapport au soufre, et électro-résineux par rapport au phosphore. Le gaz *oxygène* ne peut se combiner directement avec le gaz azote que lorsqu'on fait passer à travers le mélange une grande quantité d'étincelles électriques, et il se forme de l'acide *azoteux*, désigné improprement sous le nom d'acide *nitreux*; il se produit au contraire de l'acide *nitrique*, si on a ajouté de l'eau ou du protoxyde de potassium, substances avec lesquelles l'acide nitrique a beaucoup d'affinité. On peut encore obtenir trois autres composés d'oxygène et d'azote; savoir, le protoxyde et le deutoxyde d'azote, et l'acide hypo-nitreux; mais ils ne résultent jamais de l'action directe des deux gaz qui les constituent. Le gaz *hydrogène* ne peut pas se combiner directement avec le gaz azote; cependant, il est des circonstances particulières où ces deux corps s'unissent inti-

---

(1) Azote, mot grec dérivé de α privatif, et de ζωὴ, *vie*, qui prive de la vie.

mement et forment le gaz ammoniac. On croit que le *bore* a la faculté d'absorber le gaz azote.

Le *carbone pur* n'a point d'action sur lui; le *charbon* ordinaire, au contraire, l'absorbe avec dégagement de calorique; selon M. Théodore de Saussure, une mesure de charbon de buis absorbe 7,5 mesures de gaz azote. M. Gay-Lussac a fait connaître, en 1815, un gaz composé de carbone et d'azote, auquel il a donné le nom de *cyanogène* (générateur du bleu), et que nous décrirons à l'article *Acide hydro-cyanique* (prussique).

92. Le *phosphore* parfaitement blanc passe au rouge dans le gaz azote, fond facilement, et les parois du flacon se tapissent de cristaux rouges étoilés (Mémoire de M. Vogel); il se forme du gaz azote légèrement phosphoré. Six litres de gaz azote peuvent dissoudre cinq centigrammes de phosphore. Le gaz azote phosphoré, mis en contact avec le gaz oxygène, se décompose sur-le-champ, cède le phosphore à l'oxygène, pour former l'acide phosphoreux, et repasse à l'état d'azote. Le *soufre* ne se combine pas avec lui; il en est de même de l'*iode* et du *chlore :* cependant il existe des combinaisons d'iode et d'azote, de chlore et d'azote, connues sous les noms d'*iodure* et de *chlorure d'azote*, mais qui ne doivent pas nous occuper ici, parce qu'elles ne sont pas le résultat de l'action directe de ces deux corps sur l'azote. (*Voyez* articles *Ammoniaque* et *Hydrochlorate d'ammoniaque.*)

Propriétés essentielles. On pourra facilement distinguer le gaz azote de tous ceux que l'on connaît aujourd'hui, aux caractères suivants : 1° il est incolore, 2° il éteint les corps enflammés, 3° il ne rougit pas la teinture de tournesol, 4° il ne se dissout pas dans l'eau, 5° il ne trouble point l'eau de chaux

Poids de l'atome d'azote. Le protoxyde d'azote est composé de 100 parties d'azote et de 57,13 d'oxygène en poids, ou, ce qui revient au même, de 1,75 d'azote et de 1 d'oxy-

gène environ; or, dans le protoxyde d'azote il y a un atome d'oxygène et un atome d'azote, donc le poids de ce dernier atome sera 1,75.

Usages. Le gaz azote est employé pour conserver certaines substances qui absorbent facilement l'oxygène de l'air, par exemple, le potassium et le sodium. Il asphyxie les animaux qui le respirent, en s'opposant à la transformation du sang veineux en sang artériel; la respiration devient gênée, on éprouve des vertiges et de la céphalalgie, les lèvres et le visage prennent une teinte livide: ces symptômes ne tardent pas à être suivis de la mort, si on continue à le respirer. L'asphyxie des fosses d'aisances, connue sous le nom de *plomb*, est quelquefois occasionée par ce gaz. On a conseillé de faire respirer le gaz azote mêlé à de l'air dans les maladies caractérisées par une très grande activité de la circulation et de la respiration; mais on ne sait pas encore jusqu'à quel point ce moyen peut être avantageux.

Extraction. 1° On enflamme du phosphore dans une quantité déterminée d'air: celui-ci cède tout son oxygène, et l'azote est mis à nu: pour cela, on met le feu à un petit morceau de phosphore placé sur un support en brique, que l'on a préalablement disposé sur la planche de la cuve pneumato-chimique; ce support doit être assez élevé pour que le phosphore soit hors de l'eau de la cuve, et par conséquent en contact avec l'air: aussitôt que le phosphore est enflammé, on le recouvre d'une grande cloche pleine d'air atmosphérique que l'on fait plonger dans l'eau de la cuve; le phosphore, qui n'est alors en contact qu'avec l'air de la cloche, s'empare de tout son oxygène, passe à l'état d'acide phosphorique, que l'on voit paraître sous la forme d'un nuage excessivement épais, et il se dégage une très grande quantité de calorique et de lumière; l'air, dilaté par la chaleur qui se produit, est en partie expulsé sous la forme de grosses bulles; au bout d'une ou de deux mi-

nutes, le phosphore s'éteint et l'opération est terminée. On laisse l'appareil dans la même situation, et l'on aperçoit l'eau monter dans l'intérieur de la cloche, jusqu'à ce que celle-ci soit entièrement refroidie, l'acide phosphorique se dissoudre complétement, et l'intérieur de l'appareil, auparavant nébuleux et très opaque, reprendre sa transparence. Le gaz azote qui reste au-dessus de l'eau doit être agité pendant quelque temps avec ce liquide, pour le débarrasser d'un peu d'acide phosphorique qu'il pourrait retenir, et surtout pour décomposer une portion de gaz azote phosphoré qui se forme constamment dans cette opération, et qui, étant agité, abandonne le phosphore.
2° On peut obtenir du gaz azote très pur en faisant passer un courant de chlore gazeux à travers de l'ammoniaque liquide renfermée dans un flacon (l'ammoniaque est formée d'azote et d'hydrogène); le chlore s'empare de l'hydrogène, forme de l'acide hydro-chlorique qui s'unit avec une portion d'ammoniaque, et l'azote est mis à nu. (*Voyez* pl. 9, fig. 58.) *A* est le ballon d'où se dégage le chlore; *B* est un flacon contenant un peu d'eau, qui sert à priver ce gaz des matières étrangères solubles; *C* renferme l'ammoniaque liquide; *S* est le tube qui conduit le gaz azote sous la cloche.

Après avoir fait l'histoire des corps simples non métalliques, nous devons examiner les produits qu'ils peuvent former en se combinant entre eux.

DE LA COMBINAISON DES CORPS SIMPLES NON MÉTALLIQUES ENTRE EUX.

93. L'*oxygène* peut s'unir avec chacun de ces corps simples, et former des oxydes ou des acides. Les premiers sont au nombre de neuf: le protoxyde d'hydrogène (eau), le deutoxyde d'hydrogène (eau oxygénée), le gaz oxyde de

carbone, l'oxyde rouge de phosphore, l'oxyde de sélénium, les gaz protoxyde et deutoxyde de chlore, et les gaz protoxyde et deutoxyde d'azote. Les autres, au nombre de dix-neuf, sont, les acides borique, carbonique, hypo phosphoreux, phosphoreux, hypo-phosphorique, phosphorique, hypo-sulfureux, sulfureux, hypo-sulfurique, sulfurique, sélénique, iodeux, iodique, bromique, chlorique, chlorique oxygéné, hypo-nitreux, azoteux (nitreux), et azotique (nitrique).

Le *phtore*, placé dans des circonstances particulières, est susceptible de s'unir au bore et à l'hydrogène, et de donner naissance aux acides phtoro-borique et hydro-phtorique.

L'*hydrogène* peut se combiner avec quelques-uns des ces éléments, et former des composés binaires : tels sont les acides hydro-phtorique (fluorique), hydro-chlorique, hydro-bromique, hydriodique, hydro-sulfurique, hydro-sélénique, et les oxydes d'hydrogène, le gaz hydrogène carboné, les carbures d'hydrogène, décrits en 1825, par M. Faraday, et les gaz hydrogène phosphoré et azoté : ce dernier est l'ammoniaque.

En examinant l'action des éléments non métalliques les uns sur les autres nous nous sommes bornés à indiquer l'existence des composés dont nous venons de parler, en nous réservant de consacrer à leur histoire, qui est de la plus haute importance, deux sections particulières. Il n'en est pas de même des autres composés binaires dans lesquels l'oxygène, l'hydrogène ou le phtore n'entrent pas : la plupart d'entre eux offrent peu d'intérêt, et nous avons cru devoir les décrire en parlant de chaque corps simple. Nous allons cependant en faire l'énumération.

Le *bore* peut se combiner avec le soufre et avec le chlore. (*Voy.* pag. 125 et 143.)

Le *charbon* s'unit avec le soufre et avec l'azote. (*Voyez* § 74 et 91.)

Le *phosphore* se combine avec le soufre, l'iode, le brôme, le chlore et l'azote. (*Voy.* § 75, 79, 82, 87 et 92.)

Le *soufre* s'unit au chlore, à l'iode et au brôme. (*Voyez* § 88, 80 et 82.)

L'*iode* peut se combiner avec le chlore, le brôme et l'azote, et former avec l'hydrogène et le carbone un composé triple. (*Voy.* § 89, 82, 92 et 78.)

Enfin, le *chlore* peut s'unir au carbone, au bore, à l'azote, et au brôme. (*Voy.* § 86, 85, 92 et 90.)

Nous devrions maintenant décrire les composés formés par l'oxygène et par chacun des autres corps simples; mais, comme l'air atmosphérique joue un grand rôle parmi les agents chimiques, et qu'il est considéré par quelques physiciens comme un simple mélange presque entièrement formé de gaz oxygène et de gaz azote, il nous paraît utile de placer ici son histoire, d'autant mieux que nous connaissons déjà les principaux éléments qui le constituent.

De l'air atmosphérique.

94. L'air atmosphérique ne se trouve dans la nature qu'à l'état gazeux; comme son nom l'indique, il constitue l'atmosphère, dont la hauteur paraît être d'environ quinze à seize lieues; on le voit aussi dans des lieux souterrains et dans les fissures de plusieurs minéraux. L'analyse la plus sévère n'a démontré jusqu'à présent dans l'air pur que du gaz azote, du gaz oxygène, du gaz acide carbonique, de l'eau, du fluide électrique, et le calorique et la lumière nécessaires pour tenir ces substances à l'état gazeux. (Voyez *Analyse de l'air*, à la fin de l'ouvrage.) Cependant il est facile de prévoir que l'on doit rencontrer souvent dans l'atmosphère des matières étrangères à celles dont nous venons de parler; par exemple toutes celles qui se volatilisent journellement à la surface de la terre.

95. *Propriétés physiques.* L'air atmosphérique est fluide,

invisible lorsqu'il est en petites masses, insipide, inodore, pesant, compressible et parfaitement élastique. *Fluidité de l'air.* Cette propriété, qui n'a pas besoin d'être prouvée, est le résultat de la dissolution des principes constituants de l'air dans le calorique. *Invisibilité de l'air.* Les molécules de ce fluide sont tellement ténues, qu'elles ne peuvent pas réfléchir une assez grande quantité de rayons lumineux pour devenir sensibles à côté d'objets qui, au contraire, en réfléchissent beaucoup; lorsque plusieurs couches d'air sont accumulées, cette réflexion est plus marquée et ce fluide devient visible, comme, par exemple, dans la portion bleue que l'on appelle *ciel. Défaut de saveur et d'odeur.* Nous ne pouvons pas affirmer que l'air pur soit insipide et inodore; peut-être a-t-il de la saveur et de l'odeur, dont les impressions sur nos organes deviennent nulles par l'effet de l'habitude. *Pesanteur de l'air.* Aristote observa un des premiers, qu'une vessie pleine d'air pèse davantage que lorsqu'elle est vide. Galilée fit voir, long-temps après, en injectant de l'air dans un vase, que le poids de celui-ci était plus considérable lorsqu'on avait injecté beaucoup d'air, que dans le cas contraire. Enfin, Toricelli, disciple de Galilée, et l'illustre Pascal, firent des expériences ingénieuses qui mirent la pesanteur de l'air hors de doute. Après ce court exposé sur l'historique de la découverte de la pesanteur de l'air, nous allons prouver, 1° que l'air est pesant; 2° qu'il pèse en tous sens. *Expériences. A.* Que l'on fasse le vide dans un grand ballon de verre et que l'on note son poids; qu'on pèse de nouveau le ballon après l'avoir rempli d'air, il pèsera davantage. *B.* Lorsqu'on a fait le vide dans une cloche posée sur le plateau de la machine pneumatique, on voit qu'il est impossible de l'enlever, parce que l'air extérieur pèse avec force sur les parois externes de la cloche; si on laisse rentrer l'air, la cloche se remplit, et on peut l'enlever avec la plus grande facilité, le fluide aériforme de l'intérieur établissant alors par son

ressort l'équilibre avec la colonne extérieure. *C.* Si l'on prend un tube de verre scellé hermétiquement à l'une de ses extrémités, long d'environ trente pouces, et de six à huit lignes de largeur, et qu'on le remplisse de mercure par l'extrémité ouverte, on remarquera, en bouchant celle-ci avec le doigt et renversant l'instrument dans une cuve pleine du même métal, que le mercure s'écoule en partie aussitôt qu'on enlève le doigt, que la majeure partie reste, oscille pendant quelque temps, enfin, qu'il s'arrête à peu près à la hauteur de 28 pouces : dans cet instrument, le poids de la colonne de mercure fait équilibre au poids de la colonne d'air; celui-ci, par une cause quelconque, devient-il plus pesant, le mercure monte dans le tube, d'une, deux, trois, quatre lignes; le poids de l'air, au contraire, diminue-t-il, la colonne de mercure descend. Si, au lieu d'employer ce métal, on se servait d'un liquide environ quatorze fois plus léger, tel que l'eau, celle-ci monterait quatorze fois autant; ce que l'on concevra facilement en faisant attention que le poids de la colonne d'air qui détermine l'ascension reste le même : c'est d'après ces principes que l'on a construit le baromètre, instrument fort utile, et dont l'objet principal est de déterminer les variations qu'éprouve le poids de l'air. *D.* Nous pouvons encore fournir comme preuve de la pesanteur de l'air le fait suivant : le mercure que contient le tube barométrique dont nous parlons s'élève moins sur la cime qu'au pied des montagnes, parce que, dans ce dernier cas, la couche d'air qui comprime le métal est beaucoup plus considérable. Perrier fit le premier cette expérience sur le Puy-de-Dôme, d'après l'invitation de son ami le célèbre Pascal. On a trouvé, par des expériences exactes, qu'un litre d'air à la température de zéro et à la pression correspondante à une colonne de vingt-huit pouces de mercure environ, était de 1,2991 gramme. Voici maintenant une expérience qui établit la pression de l'air dans tous les sens : si l'on prend un tube de verre semblable

à celui dont nous venons de parler, qui présente en outre une ouverture latérale vers la moitié de sa longueur; si on bouche parfaitement cette ouverture avec un morceau de vessie mouillée attaché tout autour du tube, on verra, après avoir rempli celui-ci de mercure, et l'avoir disposé comme dans l'expérience précédente, qu'en perçant la vessie avec une épingle, l'air s'introduira avec force dans le tube, exercera une pression *latérale*, partagera la colonne de mercure en deux portions: l'une, pressée de *bas en haut*, ira frapper la partie supérieure du tube; et l'autre, refoulée de *haut en bas*, se précipitera dans la cuve. *Compressibilité de l'air.* L'air peut être comprimé: alors il se resserre et diminue d'autant plus de volume, que le poids dont il est chargé est plus grand, en sorte que le volume de l'air est en raison inverse de la pression à laquelle il est soumis. *Expérience.* Que l'on prenne un tube de verre *ABC* (fig. 52), recourbé en *B*, ouvert en *A*, fermé hermétiquement en *C*, et fixé sur une planche convenablement graduée de l'un et de l'autre côté du tube; que l'on introduise, par l'ouverture *A*, un peu de mercure qui remplira la courbure et dépassera les branches du tube en se mettant au niveau: dans cet état, l'air contenu dans la branche *BC* fait équilibre par son ressort à la colonne d'air de toute l'atmosphère qui pèse sur le mercure de la branche *AB*. Supposons que cette pression soit égale à celle que déterminerait une colonne de mercure dont le diamètre serait le même, et qui aurait vingt-huit pouces de hauteur; si on ajoute dans la branche *AB* du mercure jusqu'à ce qu'il ait atteint la hauteur de vingt-huit pouces, l'air de la branche *BC*, pressé alors, 1° par les vingt-huit pouces de mercure, 2° par l'atmosphère, qui représente le même poids, n'occupera que la moitié du volume primitif. Si l'on verse du mercure jusqu'à la hauteur de quatre-vingt-quatre pouces (c'est-à-dire trois fois vingt-huit), l'air de la branche *BC*, pressé quatre fois autant

qu'il l'était d'abord, puisqu'il faut y ajouter le poids de l'atmosphère, n'occupera que le quart de son volume primitif, et le mercure sera remonté dans la petite branche jusqu'en *F*. Cette belle expérience est due à Boyle et à Mariotte. *Elasticité de l'air.* Si, après avoir fait l'expérience précédente, on fait sortir une portion du mercure contenu dans la branche *AB*, on verra que l'air qui avait été comprimé dans la branche *BC* se dilate : donc il est élastique.

96. *Propriétés chimiques de l'air.* Exposé à l'action du *calorique*, l'air atmosphérique se dilate dans le rapport indiqué § 21 ; mais il ne subit aucune décomposition. La *lumière* le traverse et se réfracte : on a désigné par 1,00000 sa puissance réfractive, et on lui a comparé la force réfringente des autres fluides élastiques. L'air sec n'est point conducteur du *fluide électrique ;* il lui livre passage, au contraire, lorsqu'il est humide. Soumis pendant long-temps à l'action de l'étincelle électrique, il se transforme en acide *azotique* (nitrique), qui n'est qu'une combinaison d'oxygène et d'azote : cette expérience ne réussit qu'autant que l'on ajoute de l'eau ou un autre corps avec lequel l'acide puisse se combiner.

97. Le gaz *oxygène* ne fait que se mêler à l'air atmosphérique. Presque tous les corps étudiés précédemment le décomposent à froid ou à chaud, lui enlèvent l'oxygène, et l'azote reste libre. Le gaz *hydrogène* ne lui fait éprouver aucune altération à froid ; mais si on élève la température, il s'empare de l'oxygène, avec lequel il forme de l'eau, et l'azote est mis à nu. Ce fait peut être prouvé en faisant les expériences rapportées à l'article *Hydrogène*, avec cette différence, qu'on substituera au gaz oxygène de l'air atmosphérique ; et, comme celui-ci ne contient que 21 pour 100 de gaz oxygène, il faudra, pour obtenir des effets analogues, employer trois ou quatre parties d'air contre une partie de gaz hydrogène : par ce moyen, le gaz oxy-

gène se trouvera toujours dans le rapport de un à deux, rapport nécessaire pour qu'il se forme de l'eau. On peut encore ajouter l'expérience suivante : que l'on place, dans une petite fiole munie d'un bouchon percé qui donne passage à un long tube tiré à la lampe par son extrémité supérieure, le mélange propre à fournir du gaz hydrogène (*voyez* p. 106); au bout de deux ou trois minutes, lorsque tout l'air contenu dans la fiole se sera dégagé, que l'on approche une bougie allumeé du gaz qui sort par l'extrémité effilée du tube, ce gaz s'enflammera, et produira un jet lumineux qui durera autant que le dégagement du gaz hydrogène aura lieu : cet appareil est connu sous le nom de *lampe philosophique*. Il y aurait du danger à mettre le feu au gaz hydrogène avant que l'air atmosphérique fût expulsé, car celui-ci ferait détoner le gaz qui serait contenu dans la capacité de la fiole.

98. Lorsqu'on met du *bore* en contact avec l'air atmosphérique à une chaleur rouge, celui-ci cède son oxygène; l'azote est mis à nu, et il se forme de l'acide borique *solide* : aussi y a-t-il dans cette expérience dégagement de calorique et de lumière ; à froid, il n'y a point d'action entre ces deux corps. Le *carbone pur* ou le diamant ne subit aucune altération de la part de l'air à la température ordinaire; mais si on expose des diamants au foyer d'un miroir ardent, dans des cloches pleines d'air, ou qu'on les chauffe fortement avec le contact de ce gaz, ils en absorbent l'oxygène, et se transforment en gaz acide carbonique; l'azote de l'air est mis à nu. La consomption du diamant placé au foyer des rayons lumineux avait été aperçue, dès l'année 1694, par les académiciens de Florence, chargés par Cosme III, grand-duc de Toscane, d'examiner ce phénomène. Le *charbon* absorbe l'air atmosphérique à la température ordinaire, et il y a dégagement de calorique et formation d'acide carbonique. (*V.* action de l'oxygène sur le charbon, p. 113.) L'inflammation

spontanée des charbonnières, qui a lieu quelquefois auprès de l'eau, reconnaît pour cause principale l'absorption de l'air atmosphérique et de l'humidité qu'il contient. Lorsqu'on élève la température du charbon exposé à l'atmosphère, il en absorbe l'oxygène, se consume, et ne laisse que des cendres : il y a, pendant cette opération, dégagement de calorique et de lumière, et formation de gaz acide carbonique ; l'azote de l'air est mis à nu (1). Si la température était très élevée, et qu'il y eût un excès de charbon, il se produirait une très grande quantité de gaz oxyde de carbone.

99. Le *phosphore*, qui n'exerce aucune action sur le gaz oxygène à une température au-dessous de 27°, et sous la pression ordinaire de l'atmosphère, est, au contraire, attaqué par l'air atmosphérique sec ou humide, même au-dessous de zéro. *Expérience.* Que l'on introduise dans une éprouvette remplie de mercure et renversée sur la cuve hydrargiro-pneumatique, 100 parties d'air atmosphérique; que l'on y fasse passer ensuite un petit fragment de phosphore humecté; dans le même instant, une petite partie du phosphore s'emparera de l'oxygène pour former de l'acide hypo-phosphorique qui paraîtra sous la forme de vapeurs, et que l'eau ne tardera pas à dissoudre; si l'expérience se fait dans l'obscurité, on apercevra une faible lumière, et lorsqu'elle sera terminée, il ne restera dans la cloche que les 79 parties de gaz azote de l'air employé, contenant un atome de phosphore en dissolution. Il est aisé de concevoir pourquoi le gaz oxygène pur ne transforme pas le phosphore en acide hypo-phosphorique à la température ordinaire, tandis que l'air atmosphérique jouit de cette propriété;

(1) Il se dégage en outre, dans la première période de cette combustion, une assez grande quantité de gaz hydrogène carboné, formé aux dépens de l'hydrogène du charbon, et surtout de l'eau que celui-ci renferme.

c'est que celui-ci est mêlé à du gaz azote qui, d'après les expériences de M. Bellani, jouit de la propriété de favoriser la combinaison du phosphore avec l'oxygène (*voyez* § 71). Si l'air atmosphérique était sec, il serait également décomposé par le phosphore à la température ordinaire ; mais la décomposition s'arrêterait au bout d'un certain temps, parce que l'acide hypo-phosphorique formé, ne pouvant pas être dissous, recouvrirait le phosphore non attaqué, et l'empêcherait de se trouver en contact avec l'air, comme l'a démontré M. Thénard. Il résulte des recherches de M. Vogel, qu'il ne se forme jamais de gaz acide carbonique dans l'expérience que nous venons de décrire. L'action de l'*air* sur le *phosphore* à une température élevée est la même que celle du gaz oxygène, excepté qu'elle est moins vive, et qu'il y a du gaz azote mis à nu (§ 71).

100. Le *soufre* n'agit sur l'air atmosphérique que lorsqu'il a été fondu : alors, il s'empare de son oxygène, brûle avec une flamme bleuâtre, et se transforme en gaz acide sulfureux, doué d'une odeur excessivement piquante : le gaz azote est mis à nu. L'*iode* est inaltérable à l'air. Le *chlore* et l'*azote* gazeux peuvent se mêler avec l'air atmosphérique en toutes proportions, sans exercer sur lui la moindre action chimique.

Composition et analyse de l'air. (*Voy. Cours d'analyse,* à la fin du tome II). *Extraction.* On peut remplir un flacon d'air, en le remplissant d'abord d'eau ou de sable, en le vidant dans l'atmosphère, et en le bouchant.

DES COMBINAISONS DE L'OXYGÈNE AVEC LES CORPS SIMPLES PRÉCÉDEMMENT ÉTUDIÉS.

Les composés dont nous devons étudier les propriétés sont des oxydes ou des acides : nous allons commencer

par les premiers, qui sont au nombre de neuf, savoir : le protoxyde et le deutoxyde d'hydrogène, le gaz oxyde de carbone, l'oxyde rouge de phosphore, l'oxyde de sélénium, le protoxyde et le deutoxyde de chlore, et le protoxyde et le deutoxyde d'azote.

Des oxydes non métalliques.

La teinture de tournesol n'est rougie que par un de ces oxydes, le protoxyde de chlore ; aucun d'eux ne peut former des sels en se combinant avec les acides. Nous allons étudier d'abord ceux dont le corps simple a plus d'affinité pour l'oxygène,

1° *Du protoxyde d'hydrogène (eau).*

L'eau est un composé de 88,9 parties d'oxygène et de 11,1 d'hydrogène en poids, ou de deux parties d'hydrogène et d'une partie d'oxygène en volume. Elle est très répandue dans la nature ; à l'état solide, elle constitue la glace ou la neige que l'on trouve constamment sur les hautes montagnes et sous les pôles ; à l'état liquide, elle recouvre une assez grande partie de la surface du globe, mais elle n'est jamais pure ; l'eau de la mer, des rivières, etc., contient toujours des substances étrangères ; enfin, à l'état de vapeur, l'eau fait partie de l'atmosphère.

101. *Propriétés physiques.* L'eau pure est un liquide transparent, incolore, inodore, susceptible de mouiller et de dissoudre une quantité innombrable de corps ; sa pesanteur a été déterminée avec soin : à la température de 4°+0 th. centig., un centilitre pèse dix grammes (1).

---

(1) La pesanteur spécifique de l'eau n'est jamais plus grande qu'à la température de 4° th. c. (Voy. *le Mémoire* d'Hällströmm, *Ann. de chim. et de phys.*, t. XXVIII, p. 93.)

La compressibilité de l'eau nous paraît mise hors de doute par les expériences de Canton, de MM. Parkins, Dessaigne et Œrstedt. D'après ce dernier savant, une pression égale à celle de l'atmosphère produit dans l'eau une diminution de volume de 0,000045. M. Parkins l'a estimée à 0,000048 pour chaque atmosphère, après avoir soumis le liquide à une pression de plusieurs centaines d'atmosphères. (Voy. *Annales de physique et de chimie*, tom. XVI, XXI et XXII.)

102. Avant de parler des propriétés chimiques de l'eau, nous allons démontrer, à l'aide d'une expérience compliquée et rigoureuse, qu'elle est formée d'oxygène et d'hydrogène, et, par conséquent, que l'opinion d'Aristote et des anciens philosophes, qui la regardaient comme un élément, est erronée. Nous emprunterons à M. Thénard la description de l'appareil dans lequel l'expérience doit être faite. (*Voy.* planche 3.)

B, fig. 1, ballon de verre de 10 à 12 litres.

cc, virole en cuivre mastiquée au col du ballon.

$c'c'$, pièce de cuivre vissée sous la virole *cc*, et à laquelle se trouvent soudés trois conduits de cuivre munis chacun d'un robinet, savoir :

1° Le conduit *dd f*, terminé par une petite boule percée d'un trou, dans lequel passerait à peine une aiguille très fine ;

2° le conduit $d'd'$;

3° Enfin le conduit $d''d''$, fig. 2.

$m\,m'$, tige de cuivre recourbée inférieurement, terminée par une petite boule de cuivre m', destinée à faire passer des étincelles électriques de m' en *f*.

o o, bouchon de cuivre rodé, entrant à frottement dans la pièce de cuivre $c'c'$, et traversé par le tube de verre *PP*, fig. 3, qui l'est lui-même par la tige $m\,m'$, à laquelle il sert d'isoloir. On consolide la tige mm' dans le tube, et le tube dans le bouchon, avec du mastic.

$v\,v'$ $v\,v'$, fig., 1re, tubes creux de verre, communiquant

avec les tubes *dd* et $d'd'$, et contenant de l'eau, de manière que leurs boules en soient à moitié pleines.

$n'n'$, colonnes en bois servant à maintenir les trois conduits soudés à la virole cc' du ballon, au moyen de vis $u''u$ aussi en bois.

hh', fig. 2, tuyau flexible de cuir verni que l'on adapte au tuyau $d''d''$ par son extrémité h', et à la platine de la machine pneumatique, par son extrémité de verre *h*.

C A C, fig. 1, gazomètre destiné à mesurer la quantité de gaz oxygène que l'on introduit dans le ballon, et composé des pièces suivantes.

L, grande cloche graduée de verre mobile et soutenue par le contre poids *K*, au moyen d'une corde passant sur les poulies *ii*.

E, cylindre intérieur de fer verni, arrondi supérieurement et fermé de tous côtés.

CC, cylindre extérieur séparé du cylindre *E* par un intervalle *gg* d'environ 12 centimètres, que l'on remplit d'eau pour faire l'expérience.

$g'g'$, fond de la cavité circulaire *gg*.

a a, rebord du cylindre extérieur servant à recevoir l'eau, dont le niveau s'élève à mesure que la cloche *L* descend entre les deux cylindres.

y, robinet placé immédiatement au-dessus du fond g' g', et servant à vider l'eau contenue dans la cavité circulaire *gg*.

y', tuyau horizontal muni d'un robinet, et servant à introduire le gaz oxygène dans la cloche *L*, au moyen du tuyau vertical u', avec lequel il communique.

y'', autre tuyau horizontal muni d'un robinet, et s'adaptant d'une part au tuyau vertical u', et de l'autre au tuyau SS' qui se rend dans le conduit d' d'.

PP, montant de cuivre fixé au cylindre extérieur par la vis *n n*, et servant de support aux poulies *i*, *i*.

z z, vis destinée à mettre l'instrument de niveau.

a, fig. 4, extrémité conique du tube *zz* rodée et entrant à frottement dans une cavité *b*, également conique et rodée, où elle est maintenue par une vis circulaire creuse *C*.

C'est ainsi que s'adaptent le tube SS' avec les tubes y'', dd'; le tube TT' avec les tubes x', dd, fig. 1; et le tube hh' avec le tube $d''\ d''$, fig. 2.

$C'\ A'\ C'$, fig. 1, gazomètre semblable en tout au gazomètre *C A C*, destiné à conduire le gaz hydrogène, et communiquant avec le ballon *B* par le conduit $x''\ TT''$.

D'après cette disposition, on concevra facilement la manière de faire l'expérience. On remplit la cloche *L* de gaz oxygène, ce qui se fait très facilement en adaptant au tuyau y' le tube d'une cornue d'où l'on fait dégager ce gaz, et tenant le robinet y'' fermé. On a soin de mettre des poids dans le bassin *K*, pour élever la cloche *L* à mesure qu'elle se remplit de gaz, et maintenir l'équilibre entre la pression intérieure et celle de l'atmosphère. Après avoir rempli de la même manière la cloche L' de gaz hydrogène, on fait le vide dans le ballon *B* en adaptant l'extrémité h' du tuyau flexible hh' au tuyau $d''\ d''$, et l'extrémité *h* du même tuyau à la platine de la machine pneumatique. Le vide étant fait, et les robinets $e''\ e''$ et y'' étant fermés, on ouvre peu à peu les robinets *e* et y' : à l'instant même le gaz de la cloche *L* passe dans le ballon et le remplit. A mesure que cet effet a lieu, on abaisse la cloche; puis après on la remplit de nouveau gaz oxygène, comme nous venons de le dire. Cela étant fait, et les robinets y'' et *e* étant ouverts, on fait passer continuellement des étincelles électriques de m' en *f*, en mettant la partie supérieure de la tige $m\ m'$ en communication avec la machine; ensuite, après avoir fermé le robinet x', on ouvre les robinets x'' et e', et l'on presse assez fortement avec les mains sur la cloche L' : de cette manière, le gaz hydrogène qu'elle contient se rend dans le ballon par l'extrémité *f* du tuyau *dd*, et s'enflamme par l'effet de l'étincelle électrique. Alors on cesse d'exciter

des étincelles, et on diminue la pression jusqu'à ce qu'elle ne soit plus égale qu'à trois à quatre centimètres d'eau : on en exerce une en même temps sur le gaz oxygène de la cloche *L*; mais celle-ci ne doit être que de sept à huit millimètres. Ces pressions constantes s'obtiennent en retirant de temps en temps des poids des bassins *K* et *K'*, et se mesurent par l'ascension de l'eau dans les branches *v'*, *v'*, des tubes *vv'*, *vv'*. En satisfaisant à toutes ces conditions, l'expérience se fait très bien; la combinaison du gaz hydrogène avec l'oxygène est continue; elle n'est ni trop rapide ni trop lente, et l'eau qui en est le produit se condense toute entière dans le ballon. Lorsque la cloche *L* ou *L'* est presque pleine d'eau, on arrête l'opération en fermant le robinet *e'*; on remplit cette cloche du gaz qu'elle est destinée à contenir, et on allume de nouveau l'hydrogène par l'étincelle, etc., en se conformant à tout ce qui a été dit précédemment.

L'expérience étant entièrement terminée, on ferme le robinet *e'*, et on mesure ce qui reste de gaz oxygène et d'hydrogène dans les cloches *LL'*, en notant avec soin la température et la pression. On détermine également ce que le ballon peut renfermer de gaz oxygène; et retranchant les quantités d'hydrogène et d'oxygène restant, des quantités d'hydrogène et d'oxygène sur lesquelles on a opéré à une température et à une pression données, on a celles qui ont été consumées; enfin, l'on pèse exactement l'eau produite.

Propriétés chimiques. Si l'on fait chauffer de l'eau à 10°+0, elle se dilate, comme nous l'avons établi en parlant de la dilatation des liquides (*voyez* § 20); sa température s'élève, et lorsqu'elle est parvenue à 100° ther. cent., la pression de l'air étant de vingt-huit pouces environ, elle passe rapidement à l'état de vapeur, bout, et son volume devient 1698 fois plus grand. En faisant l'expérience dans des vaisseaux fermés, la vapeur peut être re-

cueillie, et l'on voit que l'eau n'a subi aucune décomposition. Lorsqu'au lieu de soumettre de l'eau à 10° à l'action du calorique, on la place dans un lieu froid, on remarque qu'elle se refroidit et se contracte jusqu'à ce qu'elle soit parvenue à environ 4° +o therm. centigr.; alors elle reste stationnaire pendant quelques instants, et si on continue à la refroidir, elle se *dilate* et se congèle après avoir perdu l'air qu'elle contient, en sorte qu'au moment de la congélation elle se trouve au-dessus de son premier niveau : elle porte alors le nom de *glace*, qui, suivant M. Blagden, occupe un septième de plus en volume que l'eau liquide à zéro : d'où il résulte que la glace doit être plus légère que l'eau liquide.

La *lumière* est en partie réfléchie par l'eau sur laquelle elle tombe; aussi ce liquide peut-il servir jusqu'à un certain point de miroir; la quantité de rayons réfléchis varie suivant le degré d'obliquité sous lequel ils tombent; ceux qui ne sont pas réfléchis, et qui tombent obliquement sur l'eau, la traversent, et sont réfractés en se rapprochant de la perpendiculaire. L'eau pure n'est point conducteur du *fluide électrique*; il n'en est pas de même lorsqu'elle contient un peu d'acide ou de sel : dans ce cas, elle le conduit très bien, et peut même être décomposée en oxygène et en hydrogène. MM. Dieman et Van Troostwick ont opéré cette décomposition au moyen de décharges électriques multipliées; mais elle réussit beaucoup plus facilement à l'aide de la pile voltaïque. *Expérience.* On prend un entonnoir de verre *B* (pl. 9. fig. 54), dont on ferme le sommet du pavillon et du bec avec un bouchon qui offre deux trous à travers lesquels passent deux fils d'or *FO* convenablement recourbés pour communiquer, l'un avec le pôle vitré de la pile, l'autre avec le pôle résineux; ces deux fils pénètrent dans l'entonnoir et dépassent le bouchon de trois ou quatre lignes. On recouvre de cire à cacheter la partie interne et la partie externe du bouchon; on met de l'eau dans

l'entonnoir jusqu'à la moitié de sa hauteur, puis on place au-dessus des deux fils deux petites cloches *CD*, remplies d'eau et renversées; les fluides électriques vitré et résineux ne tardent pas à se dégager de la pile avec laquelle on fait communiquer les fils *FO*; ces fluides traversent l'eau contenue dans l'entonnoir, la décomposent, et il en résulte du gaz oxygène qui se rend à l'extrémité du fil vitré, et du gaz hydrogène qui se porte sur l'autre fil. (*Voy.* pag. 72.)

103. Cent mesures d'eau à la température de 18° ther. cent., et à la pression de 28 pouces de mercure, peuvent dissoudre 5,6 mesures de gaz *oxygène*, d'après M. Théodore de Saussure; dans le vide, elle ne dissout pas un atome de ce gaz. Si, au lieu de mettre directement en contact l'eau et l'oxygène, on opère la combinaison de ces deux corps d'après le procédé découvert par M. Thénard, on verra que l'eau peut s'unir à une quantité d'oxygène égale à celle qui entre dans sa composition. (V. *Deutoxyde d'hydrogène*, pag. 175.)

Le gaz *hydrogène* peut également se dissoudre dans ce liquide; 100 mesures d'eau absorbent, à la même température, 4,6 mesures de ce gaz. Le *bore* placé dans un tuyau de porcelaine *rouge* décompose l'eau, lui enlève l'oxygène, se transforme en acide borique, et il se dégage du gaz hydrogène : du reste, le bore est insoluble dans l'eau. Laction du *carbone* pur sur ce liquide est inconnue. Le *charbon* ordinaire est insoluble dans l'eau; mais il peut en absorber, et les gaz contenus dans le charbon se dégagent : ce dégagement est d'autant plus marqué que les gaz sont moins solubles dans l'eau. Si l'on fait passer de l'eau en vapeur à travers du charbon rouge, l'eau est décomposée, et il en résulte du gaz acide carbonique ou du gaz oxyde de carbone, et du gaz hydrogène carboné. Cette expérience peut aussi être faite en plongeant des charbons rouges dans des cloches pleines d'eau et renversées sur la cuve.

Le *phosphore*, mis en contact avec de l'eau distillée parfaitement privée d'air, et exposée au soleil pendant une heure, devient rouge et s'oxyde, comme nous l'avons déjà dit : suivant M. Vogel, l'eau est décomposée, et l'on obtient, outre l'oxyde rouge de phosphore, du gaz hydrogène phosphoré, qui reste en dissolution : il ne se forme pas un atome d'acide phosphoreux. Si l'eau dans laquelle on met le phosphore contient de l'air, il se produit, outre ces corps, un acide composé de phosphore et d'oxygène. Si, au lieu de faire cette expérience à la lumière solaire, on couvre avec un papier noir le flacon contenant le phosphore et l'eau distillée qui a bouilli, ce liquide se décompose lentement, et il se forme du gaz hydrogène phosphoré, qui reste en dissolution, et un acide composé de phosphore et d'oxygène : le phosphore conserve sa couleur et sa transparence. Lorsqu'on expose à la lumière diffuse un flacon rempli d'eau ordinaire aérée, et contenant du phosphore, celui-ci devient opaque, d'un blanc terreux, et se transforme, suivant quelques chimistes, en oxyde blanc : en même temps l'eau devient acide, et il paraît se former un peu d'hydrogène phosphoré; phénomènes faciles à expliquer par la décomposition de l'air contenu dans l'eau et d'une partie de ce liquide.

Le *soufre* est insoluble dans l'eau, et n'agit sur elle à aucune température; mais lorsqu'on met ensemble trois grammes de soufre, deux grammes de phosphore et de l'eau, et que l'on chauffe jusqu'à 40° ou 50°, celle-ci se décompose; l'oxygène se porte sur le phosphore pour former de l'acide phosphoreux ou phosphorique qui restent dans la liqueur, et l'hydrogène s'unit au soufre, avec lequel il forme du gaz acide hydro-sulfurique.

104. L'*iode* est à peine soluble dans l'eau, à laquelle il communique une légère teinte de jaune d'ambre; il la décompose à froid, suivant M. Gay-Lussac, et il se forme d'une part de l'acide *iodique*, et de l'autre de l'acide *hy-*

driodique ; lorsqu'on chauffe le mélange d'eau et d'iode, celui-ci se volatilise au-dessous de 100°, par conséquent avant de fondre.

Le *brôme* se dissout dans l'eau; la solution s'acidifie sensiblement lorsqu'elle est exposée à la lumière.

105. L'eau dissout une fois et demie son volume de *chlore* gazeux à la température de 20° thermomètre centigrade, et à la pression de vingt-huit pouces de mercure : elle porte alors le nom de *chlore liquide* (acide muriatique oxygéné liquide). Le chlore liquide a l'odeur, la couleur et la saveur du chlore gazeux; comme lui, il détruit les couleurs végétales et animales; exposé à l'action du calorique dans un tuyau de porcelaine, il se décompose; l'hydrogène de l'eau se combine avec le chlore, et forme du gaz acide hydro-chlorique, tandis que l'autre principe de l'eau, l'oxygène, se dégage. Cette expérience réussit très bien en faisant passer à travers un tuyau de porcelaine de l'eau en vapeur et du chlore gazeux, pourvu que le tuyau soit bien rouge, que la vapeur d'eau soit assez abondante, et que le courant de chlore ne soit pas très rapide. Si au lieu d'accumuler du calorique sur la dissolution de chlore, on en soustrait, elle fournit des cristaux lamelleux, d'un jaune foncé, même lorsque la température est à 2°+0° : ces cristaux sont formés d'eau et de chlore (*voyez* § 84). La lumière décolore le chlore liquide, et agit sur lui comme sur le chlore gazeux humide : il faut donc le conserver à l'abri de cet agent. Si on fait chauffer l'*iode* avec une dissolution de chlore, l'eau est décomposée; son oxygène forme avec l'iode de l'acide iodique, tandis que l'hydrogène transforme le chlore en acide hydro-chlorique.

Le gaz *azote* est presque insoluble dans l'eau.

106. L'eau exerce sur l'air une action remarquable; cent mesures absorbent cinq mesures d'air, dont la composition diffère de celle de l'air atmosphérique : en effet, il est

formé de 32 parties de gaz oxygène et de 68 de gaz azote, tandis que dans l'air atmosphérique il n'y a que 21 parties de gaz oxygène; ce phénomène dépend de ce que l'eau dissout plus facilement le gaz oxygène que le gaz azote. *Expérience.* On prend une grande fiole munie d'un bouchon percé pour donner passage à un tube recourbé qui doit se rendre sous une cloche pleine d'eau, et renversée sur la table de la cuve pneumato-chimique; on remplit la fiole et le tube d'eau; on bouche le vase et on le lute, puis on chauffe graduellement jusqu'à l'ébullition; l'air contenu dans l'eau ne tarde pas à se dégager et à se rendre dans la cloche; on en fait l'analyse après avoir mesuré son volume. (Voy. *Analyse.*) Il est évident que l'air obtenu par ce moyen était tenu en dissolution dans l'eau, puisque la fiole et le tube étaient entièrement remplis par ce liquide: les premières portions dégagées sont moins oxygénées que les dernières; phénomène qui dépend de la plus grande solubilité de l'oxygène que de l'azote. On peut encore démontrer l'existence de l'air dans l'eau, en plaçant sur la machine pneumatique un vase qui contient une certaine quantité de ce liquide; à mesure qu'on fera le vide, l'air se trouvera moins comprimé, et se dégagera de l'eau sous la forme de bulles.

Poids d'un atome d'eau. Ce poids est de 1,125, puisque l'eau est supposée formée d'un atome d'oxygène, qui pèse 1, et d'un atome d'hydrogène, dont le poids est 0,125.

Préparation de l'eau distillée. Nous avons déjà indiqué (§ 102) comment on doit s'y prendre pour obtenir de l'eau dans les laboratoires; il s'agit maintenant de faire connaître les moyens de préparer l'eau distillée parfaitement pure. On place l'eau dans la cucurbite d'un alambic, et on la chauffe; elle ne tarde pas à se réduire en vapeurs; on rejette environ les $\frac{4}{100}$ qui distillent d'abord, et qui renferment le plus souvent du sous-carbonate d'ammoniaque, volatil,

provenant de la décomposition des substances animales qui étaient contenues dans l'eau; on recueille celle qui se vaporise après; mais on suspend l'opération lorsqu'il ne reste plus dans la cucurbite qu'environ les $\frac{8}{100}$ du liquide employé: en effet, ce liquide, concentré par l'évaporation, renferme des sels qui peuvent réagir les uns sur les autres, et donner quelquefois naissance à des produits volatils; il peut d'ailleurs contenir des matières animales, qui se décomposeraient si l'on continuait à chauffer, et donneraient des matières volatiles qui altèreraient la pureté de l'eau.

107. L'eau est potable lorsqu'elle offre les caractères suivants: elle doit être fraîche, vive, limpide, inodore et aérée; elle doit dissoudre le savon sans former de grumeaux et bien cuire les légumes (1); elle ne doit se troubler que très légèrement par le nitrate d'argent et par l'hydro-chlorate de baryte (2). L'eau distillée est lourde, parcequ'elle est privée d'air et d'une petite portion de sel. L'eau de pluie est celle qui approche le plus de l'état de pureté. M. Chaptal a observé que celle qui accompagne les orages est plus mélangée que celle d'une pluie douce, et que cette dernière devient plus pure pendant la durée de la pluie. L'eau de rivière tient en dissolution plusieurs matières salines, et en particulier des molécules calcaires; celle qui coule dans le sein de la terre forme des incrustations de ces mêmes molécules, tantôt à l'intérieur des canaux qui la reçoivent, tantôt autour des corps organisés qui y sont plongés.

---

(1) Les eaux qui contiennent du plâtre (sulfate de chaux) ne cuisent pas bien les légumes, et décomposent le savon, comme nous le démontrerons plus tard.

(2) Réactifs dont nous ferons l'histoire: si l'eau est fortement troublée par eux, c'est parce qu'elle contient une assez grande proportion d'hydro-chlorates et de sulfates.

De l'eau à l'état solide.

108. En parlant de l'action du calorique sur l'eau liquide, nous avons exposé les phénomènes qui précèdent la formation de la glace obtenue par le simple refroidissement de l'eau, page 166; il importe maintenant de faire connaître les causes qui empêchent l'eau liquide, à zéro, de se solidifier : pour les apprécier, il faut avoir égard au degré de pureté du liquide, et à l'état d'agitation ou de repos dans lequel il se trouve. 1° Le *degré de pureté.* M. Blagden a remarqué que l'eau distillée que l'on avait fait bouillir peut descendre, sans se congeler, jusqu'à 5°—o R, et jusqu'à 10—o si on couvre sa surface d'une couche d'huile ; tandis que l'eau distillée qu'on n'a pas fait bouillir ne se conserve liquide que jusqu'à 3 $\frac{5}{9}$ —o°. L'eau non distillée, mais limpide, se solidifie tantôt à 2° $\frac{1}{2}$—o, tantôt à 2°—o, tantôt à 1°—o; enfin celle qui est chargée de particules limoneuses se congèle toujours à zéro. Ce savant a conclu de ces faits que, plus l'eau est pure, plus elle peut s'abaisser au-dessous de zéro sans se congeler. On pourra cependant objecter que l'eau ordinaire qui a bouilli se solidifie plus facilement que celle qui n'a point été exposée au feu. M. Blagden répond à cela que, si l'eau ordinaire contient du carbonate de chaux en dissolution, comme cela a souvent lieu, ce carbonate se précipite par l'effet de l'ébullition, trouble la transparence de l'eau, qui alors se trouve à peu près dans le même cas que l'eau limoneuse, et a une plus grande tendance à se congeler. 2° Le *repos.* L'influence du repos et de l'agitation sur l'eau prête à se solidifier est connue depuis long-temps. M. Blagden a remarqué qu'en frappant légèrement sur une table avec le fond du vase qui contient l'eau, ou en frottant les parois intérieures de ce vase avec un tube ou avec une plume, l'eau liquide au-dessous de zéro se solidifie sur-le-champ; mais, de tous les exci-

tateurs de la congélation, celui qui manque le plus rarement son effet, est un petit morceau de cire avec lequel on frotte les parois du vase dans quelques points inférieurs au niveau de l'eau, de manière à faire naître des espèces de vibrations sonores; on voit paraître à l'instant une croûte de glace à l'endroit du vase situé au-dessous de la cire: le mouvement imprimé par l'un ou par l'autre de ces moyens favorise le rapprochement des molécules par les faces qui se conviennent le mieux, et par conséquent la cristallisation. Il est encore un autre moyen de hâter la congélation de l'eau, c'est de la mettre en contact avec un petit morceau de glace, que l'on peut considérer comme un noyau qui attire à lui les molécules aqueuses.

109. La glace offre pour noyau ou pour forme primitive un rhomboïde à angles de 120° et de 60°; lorsqu'elle est pure, elle est transparente, incolore et douée d'une saveur vive, elle réfracte fortement la lumière, et on peut la faire servir à la construction des lentilles ardentes: sa transparence et sa force de réfrangibilité sont d'autant plus grandes que l'eau d'où elle provient était plus pure; elle est très élastique, comme on peut s'en convaincre en la jetant sur un plan, car alors elle se réfléchit; sa dureté et sa ténacité sont très considérables; elle est plus légère que l'eau: aussi avons-nous dit que l'eau liquide augmente de volume en passant de 4°+0° à l'état solide: ce phénomène ne peut être expliqué sans admettre que la disposition des molécules de la glace est telle qu'elles ne peuvent plus être contenues dans l'espace qui les renferme lorsqu'elles sont liquides; il faut même supposer que ce changement dans la disposition des parties commence à avoir lieu à 4°+0°.

L'augmentation du volume de l'eau qui se solidifie nous permet d'expliquer l'expérience suivante, rapportée par M. Biot. On remplit d'eau un canon de fer épais d'un doigt, on le ferma exactement et on l'exposa à un froid très vif; douze heures après, on le trouva cassé en deux

endroits; nous pourrions citer un très grand nombre de faits de ce genre. On avait regardé pendant quelque temps l'air atmosphérique retenu par l'eau qui se congèle comme la cause de cette dilatation; mais l'expérience prouve que l'eau qui a bouilli, et qui par conséquent est privée d'air, occupe un plus grand espace à l'état solide qu'à l'état liquide. Exposée à l'air, la glace s'évapore.

Les *usages* de l'eau solide, liquide et à l'état de vapeur sont tellement nombreux et si généralement connus, que nous croyons inutile de les énumérer.

Du deutoxyde d'hydrogène (1).

110. Le deutoxyde d'hydrogène, découvert en 1818 par M. Thénard, est formé d'un volume d'oxygène et d'un volume d'hydrogène (deux atomes d'oxygène et un atome d'hydrogène), c'est-à-dire qu'il contient le double de la quantité d'oxygène qui entre dans la composition de l'eau; il est toujours le produit de l'art.

Propriétés. Il est incolore, inodore ou presque inodore; il coule, lorsqu'on le verse dans l'eau ordinaire, comme une sorte de sirop, quoiqu'il y soit très soluble. Appliqué sur l'épiderme, il le blanchit, et y détermine des picottements; la peau elle-même peut être attaquée et détruite. Il blanchit la langue; il épaissit la salive, et produit, sur l'organe du goût, une sensation semblable à celle de l'émétique; il détruit peu à peu la couleur des papiers de tournesol et de curcuma, qu'il blanchit : sa densité est de 1,452,

(1) On désigne aussi ce deutoxyde sous le nom d'*eau oxygénée;* cependant ces deux mots ne sont pas synonymes; le deutoxyde d'hydrogène est l'eau saturée d'oxygène, celle qui en contient 616 fois son volume, tandis qu'on donne le nom d'*eau oxygénée* à l'eau qui renferme 6, 20, 30, 200, etc., volumes de gaz.

celle de l'eau étant représentée par l'unité; nous supposons toutefois que l'oxygénation de l'eau ait été portée à son maximum, c'est-à-dire que l'on ait fait absorber à ce liquide 616 fois son volume d'oxygène.

Lorsqu'on *chauffe* l'eau oxygénée, elle se réduit en eau et en gaz oxygène : mais à mesure que la proportion d'eau désoxygénée augmenté, par rapport à celle de l'eau qui ne l'est pas encore, la décomposition se ralentit; ce qui prouve que les deux oxydes tendent à rester unis. La température nécessaire pour décomposer l'eau oxygénée, varie suivant que l'eau est plus ou moins oxygénée; le liquide contient-il sept ou huit fois son volume d'oxygène, il ne se décompose pas sensiblement à 50° therm. centigr., tandis que la décomposition est très manifeste à 20° si l'eau est très oxygénée : il serait dangereux de chauffer à 100° dans un vase à col étroit 0,5 g^r d'eau très oxygénée. Le deutoxyde d'hydrogène peut rester liquide pendant trois quarts d'heure lorqu'on l'expose à un froid de 30°. Il se décompose en grande partie dans l'*obscurité* ou à la *lumière* diffuse, si la températaure est à 10° ou 12° + 0, tandis que la décomposition est très faible à zéro. La décomposition est encore assez lente à la lumière directe. La *pile électrique* agit sur le deutoxyde d'hydrogène comme sur l'eau, si ce n'est qu'il se dégage beaucoup plus d'oxygène au pôle vitré.

Le *bore*, le *phosphore*, le *soufre* et l'*iode* n'ont pas d'action ou agissent à peine sur le deutoxyde d'hydrogène. Le *charbon* de bois finement pulvérisé ramène subitement ce deutoxyde à l'état de protoxyde ou d'eau; l'oxygène se dégage à l'état de gaz; il y a élévation de température, et l'action est très vive.

Lorsqu'on expose au vide séché par l'acide sulfurique un mélange de deutoxyde d'hydrogène et d'*eau*, il s'évapore, dans les premiers temps, une quantité plus considérable d'eau que de deutoxyde : ce qui prouve que la

tension de celui-ci est beaucoup plus faible que celle de l'eau.

L'eau oxygénée est employée pour préparer certains oxydes métalliques, que l'on n'obtiendrait pas sans ce liquide. M. Thénard a vu qu'il était possible de restaurer, au moyen de l'eau faiblement oxygénée, des dessins noircis par le blanc de plomb qui aurait été transformé en sulfure noir : en effet, l'eau oxygénée change rapidement ce sulfure en sulfate de plomb blanc.

111. *Préparation.* On verse dans un verre à pied deux décilitres d'eau distillée, à laquelle on ajoute assez d'acide hydro-chlorique pur et fumant pour dissoudre environ 15 grammes de baryte (protoxyde de baryum); on entoure le verre de glace, que l'on renouvelle à mesure qu'elle fond. On ajoute, par parties, 12 grammes de deutoxyde de baryum à peine humecté, broyé dans un mortier d'agate, et réduit en pâte fine (1); bientôt il s'y dissout sans effervescence, surtout par l'agitation. Lorsque la dissolution est opérée, l'on y fait tomber de l'acide sulfurique pur et concentré, goutte à goutte, jusqu'à ce qu'il y en ait un

(1) La préparation de la baryte que l'on emploie dans cette expérience exige des précautions particulières. 1° Le nitrate dont on se sert pour cet objet doit être exempt de fer et de manganèse : pour cela on le fait dissoudre dans l'eau, et on le traite par un petit excès d'eau de baryte, on filtre et on le fait cristalliser. 2° On opère la décomposition de ce nitrate dans une cornue de porcelaine bien blanche; car la baryte obtenue contiendrait trop d'oxyde de fer et trop d'oxyde de manganèse si on employait une cornue de grès. 3° Pour transformer le protoxyde de baryum (baryte) en deutoxyde, on fait légèrement rougir la baryte dans un tube de verre luté; on y fait arriver un courant de gaz oxygène sec, et l'on juge que la baryte est saturée de gaz lorsque celui-ci se dégage par le petit tube qui fait suite à celui qui contient la base.

léger excès ; ce que l'on reconnaît à la propriété qu'a le sulfate de baryte qui se forme tout à coup, de se déposer facilement en flocons. Alors on dissout, comme la première fois, une nouvelle quantité de deutoxyde de baryum dans la liqueur, et on en précipite de nouveau la baryte par l'acide sulfurique. Il faut avoir soin de mettre juste la quantité d'acide sulfurique nécessaire pour précipiter toute la baryte ; sans cela, la liqueur ne filtrerait pas facilement. Le sulfate de baryte qui est sur le filtre, est lavé avec une petite quantité d'eau ordinaire que l'on réunit à la liqueur primitive.

On recommence cette opération un assez grand nombre de fois pour faire dissoudre, dans la quantité d'acide hydrochlorique indiquée plus haut, 90 à 100 grammes de deutoxyde de baryum ; ce qui fournit une liqueur contenant à peu près 25 à 30 fois son volume d'oxygène. Si on voulait l'oxygéner davantage, il faudrait y ajouter de l'acide hydro-chlorique.

On sursature la liqueur, toujours entourée de glace, avec du deutoxyde de baryum ; il s'en sépare bientôt d'abondants flocons de silice et d'alumine (provenant de la cornue de porcelaine employée pour la calcination du nitrate de baryte (*voyez* plus haut), ordinairement colorés en jaune brun par un peu d'oxyde de fer et de manganèse. Le tout doit être promptement jeté sur une toile ; on y enveloppe la matière, et on finit par l'y comprimer fortement. Cette opération ne peut être bien faite qu'à deux ; il faut l'exécuter promptement ; car la petite quantité d'oxyde de manganèse contenue dans ce précipité suffit pour produire un dégagement considérable de gaz oxygène.

Comme dans la liqueur filtrée à travers la toile, il serait possible qu'il restât encore un peu de silice de fer, de manganèse, et qu'il est nécessaire de précipiter toutes ces matières, on reprend la liqueur, toujours entourée de glace, et on y ajoute, en l'agitant, de l'eau de baryte goutte

à goutte. Si la baryte étant en excès légèrement sensible au papier, il ne se produit point de précipté, c'est une preuve que tout l'oxyde de fer et tout l'oxyde de manganèse sont séparés. S'ils ne l'avaient point été complétement dans l'opération précédente, ils le seraient dans celle-ci.

A peine le seraient-ils, qu'il faudrait tout de suite verser la liqueur sur plusieurs filtres (deux ou trois) : l'oxyde de manganèse en dégage tant de gaz, qu'on ne saurait l'isoler trop vite. Quelquefois même l'on est obligé d'employer des filtres doubles, parce que le gaz soulevant le papier, déchire ceux qui sont simples. Quelquefois aussi, pour éviter les pertes, il faut remettre sur un autre filtre les petites portions de liqueur qui restent sur les filtres primitivement employés. D'ailleurs, tous les filtres doivent être comprimés dans une toile pour les égoutter. Ceux qui contiennent des quantités notables d'oxyde de manganèse s'échauffent au point de brûler la main.

La liqueur ne contenant plus que de l'acide hydro chlorique, de l'eau et de l'oxygène, est remise dans le même vase, et maintenue à zéro, comme à l'ordinaire, par de la glace. Dans cet état, l'on y verse peu à peu, en l'agitant, du sulfate d'argent pur, que l'on se procure au moyen de l'oxyde d'argent et de l'acide sulfurique. Il est indispensable que le sulfate ne contienne point d'oxyde libre. Le sulfate est décomposé par l'acide hydro-chlorique, et de cette décomposition résulte de l'eau, du chlorure d'argent qui se précipite, et de l'acide sulfurique qui remplace l'acide hydro-chlorique. Quand la quantité de sulfate d'argent est assez grande pour que la décomposition de l'acide hydro-chlorique soit complète, la liqueur devient limpide tout à coup; jusque là, elle reste troublée. S'il faut qu'il n'y reste point d'acide hydro-chlorique, il est nécessaire d'ailleurs qu'elle ne contienne point un excès de sulfate d'argent : on l'éprouvera donc successivement par le nitrate d'argent et par l'acide hydro-chlo-

rique. Ces épreuves se font sur de très petites quantités de liqueur.

Dès que la liqueur est bien préparée, on la jette sur un filtre qu'on laisse égoutter, et que l'on comprime dans une toile. Le liquide provenant de la compression est versé sur un nouveau filtre, parce qu'il est un peu trouble.

Les opérations précédentes ont eu pour objet d'obtenir une liqueur composée d'eau, d'oxygène et d'acide sulfurique. Il faut actuellement en séparer cet acide : à cet effet, on la verse dans un mortier de verre entouré de glace, et l'on y ajoute peu à peu de la baryte éteinte, bien délitée et bien broyée; on la broie de nouveau dans le mortier de verre; et lorsqu'on juge qu'elle est unie à l'acide, on en ajoute une autre partie, etc. Enfin, lorsque la liqueur fait à peine virer au rouge le papier de tournesol, on la filtre, on comprime le filtre dans une toile; puis, après avoir réuni les deux liqueurs, on les agite, et l'on en achève en même temps la saturation par de l'eau de baryte.

Il faut même verser un très petit excès d'eau de baryte pour achever de séparer les traces de fer, et surtout de manganèse, que la liqueur pourrait encore contenir; bien entendu que la filtration devra être faite aussitôt après, en prenant les précautions précédemment indiquées. L'excès de baryte sera ensuite précipité par quelques gouttes d'acide sulfurique faible, et l'on s'arrangera de manière que la liqueur contienne plutôt un peu d'acide qu'un peu de base : celle-ci tend à dégager l'oxygène, tandis que l'autre rend la combinaison plus stable.

Enfin, l'on mettra dans un verre à pied bien propre la liqueur très claire, qui devra être regardée comme de l'eau oxygénée étendue d'eau pure; le verre sera placé dans une large capsule, aux deux tiers pleine d'acide sulfurique concentré : l'appareil sera introduit sous la cloche pneumatique, et l'on fera le vide. L'eau pure, ayant beaucoup plus

de tension que l'eau oxygénée, se vaporisera bien plus rapidement, de telle sorte, par exemple, qu'au bout de deux jours la liqueur contiendra peut-être deux cent cinquante fois son volume d'oxygène. Les observations suivantes ne doivent point être négligées :

Il faut agiter l'acide de temps en temps.

Il arrive quelquefois que, sur la fin de l'évaporation, la liqueur laisse dégager un peu de gaz; ce que l'on reconnaît à l'ascension du mercure dans l'éprouvette. Ce dégagement est dû, sans doute, à des traces de matière étrangère qui reste dans la liqueur : on l'arrête par l'addition de deux à trois gouttes d'acide sulfurique extrêmement faible.

Quelquefois aussi la liqueur laisse déposer quelques flocons blanchâtres de silice. Il est bon de les séparer. La décantation, au moyen d'une pipette très pointue, réussit bien : on perd à peine de la liqueur.

Tant que la liqueur n'est pas très concentrée, l'évaporation a lieu tranquillement; mais lorsque l'eau oxygénée ne contient presque plus d'eau, il se produit souvent des bulles qui ne crèvent que difficilement. Au premier coup d'œil, on croirait qu'il se dégage beaucoup de gaz oxygène : en examinant l'éprouvette, on verra qu'il n'en est rien; a peine montera-t-elle sensiblement dans l'espace de vingt-quatre heures; encore cette ascension proviendra d'une petite quantité de gaz dégagé de l'acide sulfurique, et appartenant à une portion d'eau oxygénée vaporisée.

On reconnaît que la liqueur est concentrée le plus possible, lorsqu'elle donne quatre cent soixante-quinze fois son volume de gaz, sous la pression de $0^{m}, 76$ et à la température de 14°. Cette épreuve se fait promptement en prenant une petite pipette, marquant sur la tige un trait, la remplissant de liqueur jusqu'à ce trait, étendant de douze volumes d'eau cette liqueur, qui, dans toutes les

expériences, était de cinq centièmes de centilitre, et décomposant, par l'oxyde de manganèse, une quantité déterminée de cette même liqueur ainsi étendue. Cette dernière expérience, qui a déjà été décrite, consiste à prendre un tube de verre fermé à la lampe par un bout, long de 15 à 16 pouces, large de 7 à 8 lignes, à le remplir de mercure à un pouce près, à le renverser, à y introduire la portion de liqueur étendue sur laquelle l'analyse doit être faite, en se servant, pour cela, d'une pipette dont la capacité est connue, à remplir ensuite exactement le tube avec de l'eau, qui servira à laver la pipette, ou bien en partie avec du mercure à boucher, le tube avec un obturateur enduit de suif, à le retourner, et à y faire passer un peu d'oxyde de manganèse délayé dans l'eau. L'oxygène se dégagera à l'instant; il ne s'agira plus ensuite que de fermer le tube avec la main, de l'agiter en divers sens pour multiplier les points de contact entre la liqueur et l'oxyde, et de mesurer le gaz. (*Annales de chimie et de physique*, juin 1819. *Sur la préparation de l'eau oxygénée*, par M. Thenard.)

2° *Du gaz oxyde de carbone.*

112. L'oxyde de carbone est un produit de l'art; jusqu'à présent il n'a été obtenu qu'à l'état gazeux : il est incolore, transparent, élastique, insipide, sans action sur l'*infusum* de tournesol, et plus léger que l'air; sa pesanteur spécifique est de 0,9722. Il n'est décomposé ni par le *calorique*, ni par la *lumière*; sa puissance réfractive est de 1,157. (Dulong.)

113. Le gaz *oxygène* n'a d'action sur lui qu'à une température rouge : que l'on fasse passer un courant de fluide électrique à travers un mélange de 100 parties de gaz oxyde de carbone et de 50 parties de gaz oxygène en volume, placé dans l'eudiomètre à mercure, on obtiendra 100 parties de gaz acide carbonique; d'où il suit que les deux gaz

ont été condensés. Le *gaz hydrogène* ne le décompose point; l'action qu'exercent sur lui le *bore* et le *carbone pur* est inconnue. Le *charbon* ordinaire ne lui fait éprouver aucune altération; cependant une mesure de charbon de buis peut en absorber 9,42 mesures. Il n'est décomposé ni par le *phosphore*, ni par le *soufre*, ni par l'*iode*.

114. Le *chlore* gazeux exerce une action remarquable sur le gaz oxyde de carbone : on prend un ballon d'une capacité déterminée, on y fait le vide, et on y introduit successivement parties égales de ces deux gaz parfaitement secs ; on bouche le ballon et on l'expose au soleil ; quinze ou vingt minutes après, l'expérience étant terminée, on débouche le ballon dans une cuve à mercure, et l'on remarque que le métal pénètre dans l'intérieur et remplit la moitié de la capacité du ballon : donc, par l'action que les gaz ont exercée l'un sur l'autre, leur volume a été diminué de moitié, et la pesanteur spécifique du produit doit être très considérable. Ce gaz, découvert par le docteur John Davy, qui l'a appelé *phosgène* (engendré par la lumière), est nommé par quelques chimistes français *gaz acide chloroxy-carbonique*, et par d'autres *chlorure d'oxyde de carbone*. Il est incolore et doué d'une odeur suffocante; il irrite la conjonctive et augmente la sécrétion des larmes; il éteint les corps enflammés; sa pesanteur spécifique est de 3,3894; il rougit fortement la teinture de tournesol. Il n'est point décomposé par les corps simples étudiés précédemment. L'étain, le zinc, etc., lui enlèvent le chlore à une température élevée, forment des chlorures (muriates secs), et le gaz oxyde de carbone est mis à nu; il ne répand point de vapeurs à l'air; mis en contact avec l'eau, il est décomposé, même à la température ordinaire : en effet, le chlore s'unit à l'hydrogène de l'eau, et donne naissance à de l'acide hydro-chlorique (muriatique); tandis que l'oxyde de carbone, saturé par l'oxygène de l'eau, passe à l'état d'acide carbonique.

L'azote n'agit point sur le gaz oxyde de carbone.

Propriétés essentielles. 1° Lorsqu'on approche une bougie allumée de l'ouverture d'une cloche remplie de ce gaz, et exposée à l'air atmosphérique, il absorbe l'oxygène de celui-ci, brûle avec une flamme bleue, et se change en gaz acide carbonique : aussi l'eau de chaux versée dans la cloche après la combustion est-elle troublée. 2° Il n'est pas sensiblement soluble dans l'eau. Il a été découvert par Cruicksanck en Angleterre, et par MM. Clément et Désormes en France. Il est sans *usages.* Injecté dans les veines, il brunit beaucoup plus le sang que le gaz acide carbonique; il asphyxie les animaux qui le respirent.

Composition. Nous avons dit, § 113, qu'un volume d'oxyde de carbone, combiné avec $\frac{1}{2}$ volume d'oxygène, produit un volume de gaz carbonique : or, dans un volume de gaz acide carbonique on trouve un volume de vapeur de carbone, et un volume de gaz oxygène; donc, dans un volume de gaz oxyde de carbone, il doit y avoir *un volume de vapeur de carbone, et $\frac{1}{2}$ volume de gaz oxygène ;* ce qui équivaut en poids à 100 parties d'oxygène et à 75 de carbone. On obtient un résultat analogue en calculant sa composition d'après la théorie atomistique de M. Dalton : en effet, l'oxyde de carbone consiste en un atome d'oxygène uni à un atome de carbone : or, l'atome d'oxygène pèse 1, et celui de carbone pèse 0,75, ce qui donne, en multipliant les deux nombres par 100 : 100 d'oxygène et 75 de carbone. Le *poids de l'atome de gaz* oxyde de carbone est de 1,75.

Préparation. 1° On remplit presque une cornue de grès d'un mélange de parties égales de carbonate de protoxyde de baryum et de limaille de fer parfaitement desséchés; on adapte au col de la cornue un tube recourbé propre à recueillir le gaz; on lute et on chauffe graduellement la cornue jusqu'au rouge cerise : à cette température, le gaz oxyde de carbone ne tarde pas à se dégager. On néglige de

recueillir les premières portions qui sont mêlées d'air. A la fin de l'opération, on trouve dans la cornue un composé de fer oxydé et de protoxyde de baryum : l'acide carbonique a donc été décomposé par la limaille de fer rouge, et transformé en oxygène qui s'est uni au fer, et en gaz oxyde de carbone très pur. 2° On chauffe ensemble, dans un appareil analogue au précédent, parties égales d'oxyde de zinc et de charbon parfaitement calciné, et l'on obtient du gaz oxyde de carbone, du zinc métallique qui se sublime et se condense dans le col de la cornue, et un peu d'acide carbonique : ce dernier gaz est absorbé par l'eau, et l'oxyde de carbone passe sous les cloches; mais il contient un peu de gaz hydrogène carboné, provenant de l'hydrogène que renferme le charbon ordinaire; du reste la théorie de l'opération est fort simple : l'oxyde de zinc ne peut être décomposé par le charbon qu'à une chaleur rouge, parce que ses éléments tiennent fortement entre eux; le charbon, à cette température, s'empare de l'oxygène, et passe principalement à l'état d'oxyde de carbone; il ne peut pas se former beaucoup d'acide, car nous verrons que cet acide est décomposé, et transformé en gaz oxyde de carbone par le charbon rouge. (*Voy.* § 130.) 3° Si l'on fait passer peu à peu du gaz acide carbonique desséché sur du charbon rouge parfaitement calciné, et contenu dans un tube de fer traversant un fourneau à réverbère, ce gaz sera décomposé, cèdera une portion de son oxygène au charbon, le fera passer et passera lui-même à l'état de gaz oxyde de carbone; mais l'opération ne peut avoir un plein succès qu'autant que le gaz acide carbonique passe à plusieurs reprises sur le charbon. 4° On fait bouillir dans une fiole une partie d'oxalate acide de potasse (sel d'oseille) avec six parties d'acide sulfurique concentré, et l'on obtient un gaz composé de parties égales d'acide carbonique, et de gaz oxyde de carbone; on absorbe le premier de ces gaz par la potasse, et le second reste pur. (Dumas, année 1826.)

3° *De l'oxyde rouge de phosphore.*

115. L'oxyde de phosphore est constamment un produit de l'art; il est d'un rouge foncé; sa pesanteur spécifique est inférieure à celle du phosphore; il est beaucoup moins fusible que ce corps, car il exige, pour sa fusion, une température bien au-dessus de 100° thermomètre centigrade; il est insoluble dans le carbure de soufre, tandis que le phosphore s'y dissout rapidement. Il n'est point lumineux lorsqu'on l'expose à l'air dans l'obscurité, et il ne s'enflamme pas au-dessous de la température de l'eau bouillante; chauffé dans une capsule de platine, il absorbe lentement l'oxygène de l'air, produit une belle flamme jaunâtre; mais il cesse d'être lumineux aussitôt qu'on retire la capsule du feu.

Préparation. On l'obtient en enflammant du phosphore dans de l'air en excès; il se forme, outre l'acide phosphorique, qui se volatilise sous la forme de vapeurs blanches concrètes, de l'oxyde rouge, qui reste dans la petite capsule où l'on a fait l'opération; on le lave pour le priver de l'acide phosphorique qu'il pourrait contenir.

Plusieurs chimistes regardent comme un oxyde blanc de phosphore la croûte blanche terne qui recouvre les cylindres de phosphore que l'on a laissés pendant quelque temps dans l'eau aérée et à la lumière. L'expérience n'a pas encore prononcé sur la véritable nature de cette matière, considérée, par quelques savants, comme du phosphore divisé; et, par d'autres, comme du phosphore combiné avec l'eau. M. Thompson admet également un oxyde blanc que l'on obtient en faisant chauffer un peu de phosphore à la chaleur de l'eau bouillante, dans un tube de verre long et étroit : il se dégage une vapeur qui n'est autre chose que cet oxyde.

Composition de l'oxyde de phosphore. Indéterminée.

4° *De l'oxyde de sélénium*

116. Cet oxyde est le produit de l'art. Il est gazeux, incolore, doué d'une odeur forte de chou pourri, très peu soluble dans l'eau, sans action sur l'*infusum* de tournesol, et ne possédant point la propriété de se combiner avec les acides pour former des sels. On l'obtient en traitant le sélénium par le gaz oxygène, ou par l'air atmosphérique. (*Voy.* pag. 132.) On le débarrasse de l'acide sélénique qu'il pourrait contenir, au moyen de l'eau distillée qui dissout cet acide. Il n'a point d'usages.

5° *Du protoxyde de chlore.*

117. Cet oxyde n'existe dans la nature ni libre ni combiné; il est désigné dans différents ouvrages sous les noms d'*euchlorine*, d'*oxyde de chlore* et d'*acide muriatique suroxygéné*. Obtenu par l'art, il se présente sous la forme d'un gaz *non permanent* d'une couleur jaune verdâtre très-foncée qui le *caractérise*, doué d'une odeur qui tient en partie de celle du chlore et du sucre brûlé; il rougit l'*infusum* de tournesol, mais il ne tarde pas à en détruire la couleur : sa pesanteur spécifique est de 2,41744.

118. *Propriété essentielle.* Le calorique le décompose et le transforme en chlore et en gaz oxygène; ce phénomène a lieu avec détonation et à une température très basse; la chaleur de la main suffit quelquefois pour la produire; 100 parties de ce gaz décomposé donnent 80 parties de chlore et 40 parties de gaz oxygène; d'où il résulte que son volume est moindre que celui des gaz qui entrent dans sa composition. Lorsque le gaz protoxyde de chlore est comprimé par sa propre atmosphère dans un tube de verre hermétiquement fermé, il se liquéfie comme le chlore. (*Voy.* § 84.)

119. Le gaz protoxyde de chlore est décomposé lorsqu'on

en fait détoner une partie avec deux parties de gaz *hydrogène;* celui-ci s'empare de son oxygène pour former de l'eau; tandis que le chlore, s'unissant à une autre portion d'hydrogène, donne naissance à de l'acide hydro-chlorique. L'action du *bore* sur ce gaz est inconnue. Le *charbon* rouge lui enlève l'oxygène, et ne tarde pas à s'éteindre : il en résulte du chlore et du gaz acide carbonique. Le *phosphore* s'empare aussi de son oxygène avec explosion et avec un grand dégagement de lumière; il se forme de l'acide phosphorique et du chlorure de phosphore (chlore et phosphore). Le *soufre* plongé dans ce gaz ne produit d'abord aucun phénomène; mais tout à coup l'action la plus violente se manifeste, il y a formation de gaz acide sulfureux et de chlorure de soufre (chlore et soufre) L'*iode* le décompose, même à froid, s'empare de son oxygène, passe à l'état d'acide iodique anhydre blanc; et le chlore, en se combinant avec une portion d'iode, forme un composé orangé volatil. Le *chlore* n'exerce sur lui aucune action. L'*eau*, à la température de 20° et à la pression de 28 pouces, peut dissoudre huit à dix fois son volume de ce gaz; le *solutum* constitue le protoxyde de chlore liquide. Il est probable que les acides *sulfureux* et *phosphoreux*, dissous dans l'eau, passent à l'état d'acide sulfurique et phosphorique, au moyen de l'oxygène de cet oxyde.

La possibilité d'obtenir le protoxyde de chlore avec les chlorates (muriates suroxygénés) avait été pressentie par Berthollet; mais c'est M. Davy qui l'a préparé le premier.

Composition. Il est composé de deux volumes de chlore et d'un volume d'oxygène (*Voy.* § 118), ou, ce qui revient au même, en prenant les densités de ces gaz, d'après Thomson, de 100 parties de chlore et de 22,22 d'oxygène. Si on le suppose formé d'un atome de chlore, dont le poids

est 4,5, et d'un atome d'oxygène, qui pèse 1, on le trouvera composé de 100 de chlore et de 22,22 d'oxygène.

Poids d'un atome de protoxyde de chlore. Il est de 5,5, somme du poids d'un atome d'oxygène et d'un atome de chlore qui entrent dans sa composition.

Préparation. On met dans une petite fiole, à laquelle on adapte un tube recourbé, 2 parties de chlorate de potasse solide (composé de potasse et d'acide chlorique), et une partie d'acide hydro-chlorique liquide étendu de 3 à 4 parties d'eau; on chauffe lentement, et l'on obtient, 1° un mélange de gaz *protoxyde de chlore*, et de *chlore*, que l'on recueille dans des cloches remplies de mercure; 2° de l'eau: 3° de l'*hydro-chlorate de potasse*, qui reste dans la fiole.

Théorie. L'acide hydro-chlorique décompose le chlorate de potasse et met l'acide chlorique à nu; une partie de cet acide hydro-chlorique s'unit à la potasse, et forme de l'*hydro-chlorate de potasse*; *tandis qu'une autre portion de* cet acide réagit sur l'acide chlorique dégagé du chlorate: cette réaction est telle, que les deux acides sont décomposés; une grande partie de l'oxygène de l'acide chlorique se combine avec l'hydrogène de l'acide hydro-chlorique, et forme de l'*eau*; le *chlore* de cet acide est mis à nu, et se dégage avec le *protoxyde de chlore* provenant de la décomposition de l'acide chlorique. On sépare facilement ces deux gaz en laissant le mélange sur le mercure; le chlore se combine avec le métal, tandis que le protoxyde reste à l'état de gaz.

6o *Du deutoxyde de chlore.*

120. Le gaz deutoxyde de chlore a été découvert dans ces derniers temps, et à peu près à la même époque, par M. H. Davy et par M. le comte Stadion. Il ne se trouve point dans la nature; il a une couleur verte jaunâtre plus

brillante que celle du protoxyde; son odeur est aromatique, et nullement semblable à celle du chlore; sa pesanteur spécifique est de 2,3144. Il détruit les couleurs bleues végétales humides, sans les rougir préalablement.

Propriétés essentielles. 1° Soumis à l'action d'une température de 100° therm. cent., il se décompose, détone avec la plus grande violence, et devient lumineux; les résultats de cette décomposition sont, d'après MM. Davy et Gay-Lussac, 2 volumes d'oxygène et 1 volume de chlore. 2° Le phosphore brûle avec un grand éclat et avec détonation, lorsqu'on l'introduit dans ce gaz, même à la température ordinaire. 3° Il n'agit sur aucun autre corps simple à froid, ce qui le distingue du protoxyde de chlore, dont l'action sur le soufre est très vive à la température ordinaire. 4° Il n'attaque point le mercure. 5° L'eau peut en absorber plus de sept fois son volume. Il est sans usages.

Composition. Il est formé d'un volume d'oxygène et d'un demi-volume de chlore condensés en un seul; ou, ce qui revient au même, en prenant les densités de ces gaz, d'après Thomson, de 100 de parties de chlore et de 88,88 d'oxygène en poids. Si on le suppose formé d'un atome de chlore et de 4 atomes d'oxygène, on le trouvera composé de 100 de chlore et de 88,88 d'oxygène.

Poids d'un atome de gaz deutoxyde de chlore. Il est de 8,5, somme du poids d'un atome de chlore, et de 4 atomes d'oxygène.

Préparation. On prend *tout au plus* 3 grammes de chlorate de potasse pulvérisé; on le mêle avec la quantité d'acide sulfurique nécessaire pour former une pâte sèche, de couleur orangée : l'acide doit être étendu d'une demi-partie d'eau; on opère ce mélange à l'aide d'une spatule de platine; on l'introduit alors dans une petite cornue de verre, on plonge la panse dans un bain-marie; on la laisse pendant quelque temps, et on a soin de ne point porter l'eau à la température de l'ébullition : sans cette précaution,

on s'exposerait aux plus grands dangers. Le gaz ne tarde pas à se dégager ; on le recueille dans des cloches disposées sur la cuve à mercure : il est mêlé avec $\frac{1}{20}$ d'oxygène.

Théorie. Le chlorate de potasse, formé d'acide chlorique et de potasse, est décomposé par l'acide sulfurique, qui s'empare de la potasse et met l'acide chlorique à nu; celui-ci se transforme en deutoxyde de chlore et en oxygène; une partie de cet oxygène se dégage; une autre portion s'unit avec de l'acide chlorique non décomposé, et forme de l'acide chlorique oxygéné qui reste combiné avec la potasse à l'état de chlorate oxygéné de potasse.

7° *Du protoxyde d'azote (oxydule d'azote).*

121. Le protoxyde d'azote est un produit de l'art; il est ordinairement à l'état de gaz *non permanent.* Le protoxyde d'azote gazeux est incolore et inodore; il a une saveur douceâtre, sa pesanteur spécifique est de 1,5277; sa puissance réfractive est de 1,710 (Dulong). Il est décomposé par le *calorique* et par le fluide *électrique*, qui le changent en azote et en deutoxyde d'azote. Lorsqu'il est comprimé par sa propre atmosphère dans un tube de verre hermétiquement fermé, il se liquéfie comme le chlore. (*V.* § 84.) Il est sans action sur le *gaz oxygène :* néanmoins, lorsqu'on fait passer un mélange de ces deux gaz à travers un tuyau de porcelaine rouge, on observe que le protoxyde est décomposé par le calorique comme s'il eût été seul; et alors le deutoxyde d'azote résultant s'unit avec l'oxygène pour former de l'acide nitreux. Si on fait passer une étincelle électrique à travers un mélange de protoxyde d'azote et de *gaz hydrogène* contenu dans un eudiomètre à mercure, l'oxygène du protoxyde se combine avec l'hydrogène, forme de l'eau, et l'azote est mis à nu; il y a dégagement de calorique et de lumière. Le *bore* s'empare de l'oxygène du protoxyde d'azote, pourvu que la température soit éle-

vée, il se forme de l'acide borique, et l'azote est mis à nu. On ne connaît point l'action du *carbone* pur sur ce gaz. Le *charbon* rouge et éteint dans le mercure l'absorbe, et le décompose en partie en lui enlevant son oxygène; en sorte qu'on peut retirer de ce charbon du gaz acide carbonique, du gaz azote et du protoxyde d'azote non décomposé; la décomposition du gaz est complète, si on le met en contact avec du charbon rouge; il se forme du gaz acide carbonique, et il y a dégagement de calorique et de lumière. Le *phosphore* allumé enlève presque tout l'oxygène au protoxyde d'azote, passe à l'état acide phosphorique, et il se dégage aussi beaucoup de calorique et de lumière, tandis que le phosphore fondu et non enflammé n'agit point sur lui. Le *soufre*, fondu et enflammé par le moyen du gaz oxygène, décompose le protoxyde d'azote, se transforme en gaz acide sulfureux et met l'azote à nu; il n'y a pas un plus grand dégagement de calorique et de lumière, que lorsque le soufre fondu est en contact avec l'air. L'*iode*, le *chlore* et l'*azote* n'exercent aucune action sur ce gaz. L'air *atmosphérique* agit sur lui comme le gaz oxygène. Cent mesures d'*eau* bouillie peuvent absorber 77 mesures de ce gaz à la température de 18°.

Propriétés essentielles. 1° Lorsqu'on plonge dans une cloche remplie de gaz protoxyde d'azote une bougie qui présente quelques points en ignition, elle se rallume avec éclat; le gaz est décomposé, et l'azote est mis à nu; 2° il à la faculté de se dissoudre dans l'eau.

Le protoxyde d'azote a été découvert par Priestley en 1772. Il est sans usages. On a souvent remarqué chez les individus qui l'ont respiré, un rire insolite et une gaîté extraordinaire, qui lui ont fait donner le nom de gaz *hilariant*; mais souvent aussi il a déterminé chez d'autres individus des vertiges, la céphalalgie, la syncope, etc., et il finirait par asphyxier si on continuait à le respirer pendant quelques minutes.

Composition. Un volume de gaz protoxyde d'azote est formé d'un volume d'azote et de $\frac{1}{2}$ volume d'oxygène, condensés en un seul (1), ou, ce qui revient au même, de 100 parties d'azote et de 57,13 d'oxygène en poids. En calculant sa composition d'après la théorie atomistique, on trouve le même nombre : en effet, il est formé d'un atome d'oxygène, dont le poids est de 1, et d'un atome d'azote, qui pèse 1,75.

Poids d'un atome de protoxyde d'azote. Il est de 2,75, somme du poids des atomes qui le constituent.

Extraction. On chauffe graduellement du nitrate d'ammoniaque dans une petite cornue de verre à laquelle on adapte un tube recourbé, et l'on obtient de l'eau et du gaz protoxyde d'azote. (V. *Nitrate d'ammoniaque.*)

Théorie. Nous pouvons représenter les éléments de ce sel par :

Oxygène	+ oxygène + azote =	(acide nitrique).
Hydrogène	+ azote =	(ammoniaque).
Eau	Gaz protoxyde d'azote.	

La majeure partie de l'oxygène de l'acide nitrique s'empare de l'hydrogène de l'ammoniaque, forme de l'eau ; tandis que les deux quantités d'azote appartenant à l'acide et à l'am-

(1) On prouve ce fait à l'aide de l'expérience suivante : on chauffe 100 parties de ce gaz en volume, avec du sulfure de baryum qui en absorbe tout l'oxygène ; il reste 100 parties d'azote. Maintenant si l'on veut connaître la quantité d'oxygène qui a été absorbé par le sulfure, on n'a qu'à retrancher

de 1,5277, densité du protoxyde d'azote,
— 0,9722, densité de l'azote ;

la différence — 0,5555 représentera l'oxygène contenu dans un volume de protoxyde : or, ce nombre correspond exactement à la moitié de la densité du gaz oxygène.

moniaque s'unissent avec l'autre portion d'oxygène de l'acide nitrique, et donnent naissance à du gaz protoxyde d'azote, qui paraît pourtant contenir un peu d'azote, de deutoxyde d'azote et de gaz acide nitreux.

8° *Du deutoxyde d'azote (gaz nitreux).*

122. Le deutoxyde d'azote est toujours un produit de l'art; il est constamment à l'état de gaz; il est incolore, transparent, élastique et plus pesant que l'air; sa pesanteur spécifique est de 1,0416, d'après Thomson; il ne rougit point l'*infusum* de tournesol; il éteint tous les corps enflammés, excepté le phosphore; on ne sait pas s'il est odorant. Sa puissance réfractive est de 1,03 (Dulong.)

Si on le fait passer à travers un tube de verre dépoli, dans lequel on ait mis préalablement des fils de platine afin d'augmenter la surface, il est décomposé et transformé en gaz azote et en gaz acide nitreux si la température du tube est *rouge;* le poids du platine n'augmente pas (M. Gay-Lussac). Il est également décomposé par le fluide *électrique* lorsqu'il est placé sur le mercure; l'oxygène se porte sur le métal, et l'azote est mis à nu.

123. Uni avec la moitié de son volume de gaz *oxygène* bien sec, il se transforme en acide nitreux liquide si la température est de 20°—0; il se produit, au contraire, une vapeur rouge d'acide nitreux si l'on agit à la température ordinaire : cette dernière expérience ne saurait être faite dans des cloches placées sur l'eau ou sur le mercure, car l'eau dissout l'acide nitreux à mesure qu'il se forme, et le mercure le décompose. On prend un grand ballon en cristal dont la capacité est connue, et dont le col est muni d'un robinet également en cristal; on en retire l'air au moyen de la machine pneumatique; on introduit dans une cloche graduée pleine de mercure, et renversée sur la cuve hydragyro-pneumatique, assez de gaz oxygène pour pou-

voir remplir la moitié du ballon; la partie supérieure de cette cloche se trouve disposée de manière à ce que le ballon puisse y être vissé; elle offre en outre un robinet; on visse le ballon sur la cloche, et on ouvre les robinets pour que le gaz oxygène passe dans le ballon; ceci étant fait, on ferme les robinets et on introduit dans la cloche, qui se trouve de nouveau remplie de mercure, quatre ou cinq fois autant de deutoxyde d'azote sec que l'on a employé de gaz oxygène; on rouvre les robinets d'une très petite quantité, et aussitôt on aperçoit des vapeurs rouges formées par l'union du gaz oxygène avec le deutoxyde d'azote qui a pénétré dans le ballon : à mesure que ce phénomène se produit, le mercure monte dans la cloche en vertu de la pesanteur de l'atmosphère; mais il cesse de s'élever dès l'instant où l'oxygène du ballon est saturé de deutoxyde d'azote; alors on ferme les robinets; on mesure le deutoxyde d'azote qui reste dans la cloche, pour savoir combien il y en a eu d'absorbé. Si, au lieu d'agir ainsi, on met 133 parties de gaz deutoxyde d'azote en contact avec un excès de gaz oxygène sur l'eau, il y a absorption de 100 parties de gaz oxygène et formation d'acide azotique (nitrique) soluble dans l'eau.

124. Le gaz *hydrogène* n'agit point sur le deutoxyde d'azote à une chaleur rouge cerise; mais si l'on ajoute au mélange une assez grande quantité de gaz protoxyde d'azote et qu'on l'électrise, la décomposition a lieu. L'action du *bore* et du *carbone* pur sur ce gaz est inconnue. Il est décomposé par le *charbon* rouge; son oxygène forme avec ce corps simple du gaz acide carbonique ou du gaz oxyde de carbone, et l'azote est mis à nu. Le *phosphore* enflammé absorbe l'oxygène de ce gaz et passe à l'état d'acide phosphorique; il y a dégagement de calorique et de beaucoup de lumière. Le *soufre* allumé s'éteint dans le gaz deutoxyde d'azote. L'*iode* et l'*azote* ne se combinent pas avec lui. Il en est de même du *chlore* gazeux si les deux gaz sont

parfaitement secs; mais s'ils contiennent de l'eau, celle-ci est décomposée; le chlore s'empare de son hydrogène pour former de l'acide hydro-chlorique, tandis que le deutoxyde d'azote s'unit avec l'oxygène et passe à l'état d'acide azoteux ou nitreux.

Propriété essentielle. L'*air atmosphérique* agit sur lui comme le gaz oxygène; il le fait passer à l'état d'acide azoteux (nitreux) rougeâtre et odorant : plusieurs chimistes ont attribué à tort cette odeur au deutoxyde d'azote, tandis qu'elle appartient à l'acide qui se forme.

Cent mesures d'*eau* bouillie absorbent, suivant M. Davy, 11,8 mesures de ce gaz. Il a été découvert par Hales. Il est employé pour faire l'analyse de l'air. Il asphyxie sur-le-champ les animaux qui le respirent; mais c'est au gaz acide nitreux que l'on doit attribuer les effets que détermine la respiration du gaz deutoxyde d'azote toutes les fois qu'il a été mêlé avec l'air.

Composition. Un volume de gaz deutoxyde d'azote est formé d'un volume d'azote et d'un volume d'oxygène (1), ou, ce qui revient au même, de 100 parties d'azote et de 114,28 d'oxygène en poids. En calculant sa composition d'après la théorie atomistique, et en supposant qu'il est formé d'un atome d'azote qui pèse 1,75, et de 2 atomes d'oxygène dont le poids est 2, on trouve les mêmes proportions.

Poids d'un atome de gaz deutoxyde d'azote. Il est de 3,75, somme du poids de deux atomes d'oxygène et d'un atome d'azote dont il est composé.

Extraction. (*Voy.* planche 10, fig. 60.) On verse par une des tubulures d'un flacon bitubulé *A*, contenant de la

---

(1) On démontre ce fait à l'aide du sulfure de baryum, comme nous l'avons dit en parlant du protoxyde d'azote. *Voy.* pag. 193.

tournure de cuivre, de l'acide nitrique étendu de son volume d'eau, et l'on obtient sur-le-champ du gaz nitreux qui se dégage par le tube recourbé *r*, et va se rendre sous des cloches pleines d'eau. Il faut négliger de recueillir les premières portions, qui sont mêlées d'air et de gaz acide nitreux rouge; il reste dans le flacon du deuto-nitrate de cuivre bleu; d'où il suit qu'une portion de l'acide nitrique a été décomposée en oxygène et en gaz nitreux ou deutoxyde d'azote (voyez *Acide nitrique*, § 160).

Théorie. On peut représenter l'acide nitrique par :

Acide nitrique + (oxygène + gaz deutoxyde d'azote.
Cuivre

Acide nitrique + oxyde de cuivre.

Le métal décompose une portion d'acide nitrique, s'empare de son oxygène, et l'oxyde formé se combine avec l'acide nitrique non décomposé, tandis que le gaz deutoxyde d'azote (gaz nitreux) provenant de la portion d'acide décomposé se dégage, absorbe l'oxygène de l'air, et passe à l'état de gaz acide nitreux jaune-orangé (vapeur nitreuse).

DES ACIDES COMPOSÉS D'OXYGÈNE ET D'UN DES CORPS SIMPLES PRÉCÉDEMMENT ÉTUDIÉS.

125. On donne le nom d'*acide* à une substance solide, liquide ou gazeuse, douée *en général* d'une saveur aigre, de la propriété de faire disparaître en tout ou en partie les caractères de certains oxydes appelés *alcalis*, de la faculté de rougir l'*infusum* bleu de tournesol et la teinture de violettes, ainsi que de jaunir ou de rougir l'hématine (1).

---

(1) M. Bonsford a proposé, dans ces derniers temps, comme un moyen tres sûr de distinguer plusieurs acides les uns des autres, le papier de Fernambouc, auquel ces acides commu-

Il y a des substances rangées parmi les acides qui pourtant ne jouissent pas de tous ces caractères ; cependant il n'en est aucune qui ne puisse se combiner avec les alcalis. En général, les chimistes regardent le tournesol comme le réactif des acides; cette teinture est, en effet, composée d'une couleur rouge, et de sous-carbonate de potasse, que l'on peut considérer comme un alcali; or, l'acide s'empare de l'alcali et met la couleur rouge à nu.

Tous les acides ont la plus grande tendance à se porter vers les surfaces électrisées vitreusement: ceux qui sont formés par l'oxygène et par un corps simple sont décomposés par la pile voltaïque, l'oxygène se porte au pôle vitré, et le corps simple au pôle résineux. Ils sont presque tous solubles dans l'eau.

Tous les acides forts rendent l'eau oxygénée plus stable; ainsi 1° de l'eau contenant six fois son volume d'oxygène perd une grande quantité de ce gaz lorsqu'on la chauffe convenablement, tandis qu'il suffit d'ajouter une petite quantité d'un acide fort pour que le gaz reste dans l'eau; 2° les métaux qui jouissent de la propriété de dégager l'oxygène de l'eau oxygénée cessent d'agir sur elle lorsqu'on l'acidule suffisamment; 3° l'eau oxygénée ne peut être concentrée au moyen du vide sec que jusqu'à ce qu'elle contienne 250 fois son volume d'oxygène, tandis qu'elle peut se concentrer sans altération, si on y ajoute assez d'acide pour qu'elle rende pourpre le papier de tournesol. On avait cru d'abord que dans ces expériences les acides s'oxygénaient, et on avait admis des acides *sulfurique, phosphorique, nitrique, hydro-chlorique oxygénés*; mais il est reconnu aujourd'hui que ces acides n'existent pas, et que dans ces mélanges l'eau seule est oxygénée.

Les acides peuvent se combiner avec un plus ou moins

---

niquent une couleur tantôt rose, tantôt orange, jaune, rouge, noire ou blanche. (*Annales de chimie et de physique*, t. XIX.)

grand nombre d'oxydes métalliques et donner naissance à des sels.

Il n'y a pas encore long-temps que les chimistes, pensant que l'oxygène entrait dans la composition de tous les acides, le regardaient comme le seul principe acidifiant. Cette opinion n'est plus admissible depuis que l'existence d'un certain nombre d'acides sans oxygène est parfaitement établie. Ces acides sans oxygène sont au nombre de dix; huit d'entre eux sont formés par l'hydrogène et par un ou deux corps simples : tels sont les acides hydro-chlorique, hydriodique, hydro-bromique, hydro-sulfurique, hydro-sélénique, hydro-phtorique (fluorique), hydro-cyanique (prussique), et hydro-xantique : les deux autres sont composés, l'un de phtore et de bore, et l'autre de phtore et de silicium.

Mais peut-on regarder actuellement comme seuls principes acidifiants l'oxygène, l'hydrogène et le *pthore*, les deux premiers parce qu'ils entrent dans la composition d'un très grand nombre d'acides, et le dernier parce qu'il en forme deux? Nous croyons que la dénomination de *principe acidifiant* est inutile, et doit être rejetée, parce qu'elle peut induire en erreur. Il suffit de la plus légère attention pour voir que, lorsque deux, trois ou quatre corps simples se réunissent pour former un acide, celui-ci ne doit pas ses propriétés à un de ces éléments exclusivement, elles résultent de la réunion de tous, et de la manière dont les molécules sont arrangées.

Les acides dont nous devons nous occuper dans cet article sont au nombre de dix-neuf, savoir : les acides borique, carbonique, hypo-phosphoreux, phosphoreux, hypo-phosphorique, phosphorique, hypo-sulfureux, sulfureux, hypo-sulfurique, sulfurique, sélénique, iodeux, iodique, bromique, chlorique, chlorique oxygéné, hypo-nitreux, nitreux et nitrique.

Action des acides sur l'économie animale.

126. Les acides affaiblis introduits dans l'estomac donnent lieu à un sentiment de fraîcheur générale. Administrés convenablement, ils ralentissent la circulation, étanchent la soif, augmentent la sécrétion de l'urine et le ton de l'estomac : cependant les individus qui en abusent éprouvent des symptômes fâcheux, tels que la destruction de l'émail des dents, un sentiment de constriction et d'âcreté dans la gorge, la cardialgie, la toux, l'amaigrissement, qui est la suite de l'altération des digestions, et le racornissement du canal digestif, des glandes lymphatiques et de quelques autres organes.

On les emploie avec le plus grand succès dans les fièvres dites bilieuses, principalement dans celles qui sont continues ou rémittentes, dans les fièvres dites adynamiques et putrides, dans le scorbut avec ou sans dévoiement, dans les diarrhées bilieuses très considérables, dans celles qui sont anciennes, dans les hémorrhagies passives du poumon, de l'utérus, de la vessie urinaire, du conduit alimentaire; dans les catarrhes chroniques de ces divers organes, dans les hydropisies atoniques. Sydenham et quelques autres auteurs en ont obtenu de très bons effets dans la petite vérole, lorsque la suppuration languit, qu'elle est d'un mauvais caractère, et qu'il se développe des pétéchies dans l'intervalle des boutons. Ils sont contre-indiqués au début de la phthisie pulmonaire et dans les phlegmasies aiguës du poumon. Pour les administrer, on les mêle avec de l'eau jusqu'à ce que celle-ci ait un degré d'acidité agréable au goût, et on fait prendre plusieurs verres de ce liquide dans la journée.

Les acides affaiblis sont employés à l'extérieur comme astringents, dans les hémorrhagies des petits vaisseaux, et dans les écoulements passifs ou par relâchement; on s'en

sert aussi quelquefois comme répercussifs dans certaines éruptions cutanées, mais la répercussion qu'ils déterminent peut souvent être dangereuse.

Les acides concentrés agissent tous comme de puissants escharrotiques ; ils irritent, enflamment, ulcèrent les parties avec lesquelles on les met en contact, et donnent lieu aux symptômes de l'empoisonnement produit par les poisons corrosifs et âcres. (*Voy.* nos *Leçons de médecine légale.*) Cependant les médecins les prescrivent quelquefois avec succès à l'extérieur : ainsi ils sont avantageux pour détruire les poireaux, les verrues, la pustule maligne, etc., ils entrent dans la composition de certains onguents dont on se sert pour exciter la peau dans quelques maladies chroniques de cet organe.

De l'acide borique.

L'acide borique se trouve pur dans la nature ; on le rencontre dans les lacs de Castelnuovo, de Montecerboli, et de Cherchiajo en Toscane ; il se trouve aussi dans plusieurs lacs des Indes, mais alors il est uni à la soude.

127. L'acide borique pur est solide, et peut être obtenu sous deux états : 1° fondu et privé d'eau ; 2° combiné avec ce liquide à l'état d'hydrate. *Acide borique privé d'eau.* Il est sous la forme d'un verre transparent, incolore, inodore, et doué d'une légère saveur acide ; sa pesanteur spécifique est de 1,803. Il est fusible et n'éprouve aucune autre altération de la part du *calorique.* Exposé à l'action d'une forte pile *électrique*, il est décomposé en petite quantité ; l'oxygène se rend au pôle vitré, et le bore au pôle résineux. Aucun des *corps simples* précédemment étudiés n'a d'action sur lui, tant l'affinité qui réunit ses éléments est considérable. Il attire assez fortement l'*humidité* de l'air, et se recouvre d'écailles opaques, pulvérulentes, composées d'acide borique et d'eau. Il ne se dis-

sout que dans cinquante parties environ d'eau bouillante ; le *solutum* dépose par le refroidissement une grande partie de l'acide hydraté sous la forme d'écailles blanches ; si on le fait évaporer, il cristallise en lames hexagonales ; il rougit l'*infusum* de tournesol, et n'a aucune action sur la teinture de violette.

Composition. L'acide borique est composé, d'après M. Thomson, de 100 parties d'oxygène et de 50 de bore.

Poids d'un atome d'acide borique. Il est de 3, somme du poids de deux atomes d'oxygène et d'un atome de bore dont il paraît formé.

Acide borique combiné avec l'eau. Il résulte, suivant M. Davy, de l'union de 100 parties d'acide, avec 75,45 parties d'eau ; il est sous la forme de petites paillettes ou d'écailles blanches douces au toucher ; sa pesanteur spécifique est de 1,479 ; lorsqu'on le chauffe, il entre en fusion et perd l'eau, qui, en se vaporisant, entraîne une portion d'acide ; la volatilisation de l'acide borique au moyen de l'eau peut être encore plus facilement démontrée, en mettant dans une cornue une pâte faite avec de l'acide hydraté et un peu d'eau : à mesure que l'on chauffe le vase, l'acide vient cristalliser dans le récipient. Il ne se combine avec aucun des *oxydes* dont nous avons parlé jusqu'à présent.

Il a été découvert en 1702, par Homberg. Il est quelquefois employé dans l'analyse des pierres. Plusieurs médecins l'ont préconisé comme un très bon calmant dans les spasmes, les douleurs nerveuses, l'épilepsie, la manie, etc., et l'ont administré en poudre, en pilules, ou dissous dans l'eau à la dose de 3,7 ou 10 grains ; mais il est aujourd'hui presque entièrement abandonné.

Préparation. On fait dissoudre dans l'eau, l'acide borique de Toscane, qui ne contient que quelques centièmes de matière étrangère : on filtre la dissolution bouillante et on la laisse cristalliser : on lave les cristaux et on les fait

dissoudre et cristalliser une seconde fois. On peut encore employer le procédé suivant : on dissout du sous-borate de soude pulvérisé (composé d'acide borique et de soude) dans 3 parties d'eau bouillante; on décompose la dissolution en y versant *peu à peu* un excès d'acide sulfurique concentré, qui s'empare de la soude; l'acide borique se dépose, ne trouvant pas assez d'eau pour se dissoudre; on laisse refroidir le mélange et on filtre la liqueur, qui contient du sulfate acide de soude; alors on égoutte l'acide borique; on le lave avec un peu d'eau froide; on le fait sécher sur du papier Joseph dans une étuve, et on le chauffe en le projetant par parties dans un creuset de Hesse que l'on a fait rougir; par ce moyen on le débarrasse de l'acide sulfurique avec lequel il était combiné (*voyez* § 147); lorsqu'il est fondu on le coule, et on peut, si on veut l'avoir très pur, le dissoudre dans l'eau bouillante, et le faire cristalliser de nouveau. En substituant l'acide hydro-chlorique à l'acide sulfurique, on obtient de suite de l'acide borique, qu'il suffit de bien laver pour l'avoir pur. Il est inutile de dire que les eaux-mères de ces diverses opérations fournissent un peu d'acide borique lorsqu'on les fait évaporer.

Suivant M. Robiquet, l'acide borique du commerce ne doit pas sa forme en larges paillettes, et son aspect nacré, à sa combinaison avec l'acide sulfurique, comme on l'a dit, mais bien à une substance grasse, qui accompagne toujours le tinckal dont on se sert pour l'obtenir (1). Il résulte également des travaux du même chimiste, que l'on peut obtenir l'acide borique avec beaucoup d'avantage, en brassant le tinckal du commerce avec la huitième partie de l'acide sulfurique concentré, qui doit être employé pour la décomposition complète du tinckal. Après 24 heures de contact, on fait la dissolution de tinckal; et on la décolore

(1) Sous-borate de soude impur.

au moyen du charbon animal, dont on sépare les sels calcaires : pour cela on le fait digérer avec de l'acide hydrochlorique, on le lave bien ensuite et on le fait sécher; sans cette précaution, toute la matière grasse du tinckal serait précipitée par les sels calcaires, et l'acide borique obtenu serait sous forme de plaques plus ou moins épaisses et assez dures, et n'aurait rien de ce feuilleté léger et argentin qu'on y recherche.

De l'acide carbonique.

L'acide carbonique existe très abondamment dans la nature : à l'état de gaz, il entre pour une très petite partie dans la composition de l'air atmosphérique; on le rencontre aussi sous cet état dans certaines grottes des pays volcaniques, comme, par exemple, dans la grotte du Chien, près de Pouzzole, dans le royaume de Naples; à l'état liquide, il se trouve dans un très grand nombre d'eaux minérales; enfin il fait partie d'une multitude de substances solides, principalement des carbonates, des enveloppes des mollusques, des crustacés, etc. Lorsqu'il est dégagé des corps avec lesquels on se le procure, il est gazeux : nous allons donc l'étudier sous cet état.

Du gaz acide carbonique.

128. Le gaz acide carbonique est incolore, élastique, transparent, doué d'une saveur légèrement aigrelette et d'une odeur piquante; sa pesanteur spécifique est de 1,5277, d'après Thomson.

Propriétés essentielles. 1° Il éteint les corps enflammés. Que l'on prenne deux éprouvettes, l'une pleine de gaz acide carbonique, et dont l'ouverture soit en bas, l'autre remplie d'air atmosphérique, et dans une position opposée; que l'on adapte l'une à l'autre les deux ouvertures; quelques instants après, on remarquera que le gaz acide carbonique s'est

précipité, en vertu de son poids, dans la cloche inférieure, tandis que la cloche supérieure contiendra de l'air atmosphérique : aussi une bougie allumée continuera-t-elle à brûler dans celle-ci, et elle sera éteinte dans l'autre. 2° Il rougit l'*infusum* de tournesol.

129. Il n'est point décomposé par le *calorique*. Lorsqu'il est comprimé par sa propre atmosphère dans un tube hermétiquement fermé, il se liquéfie comme le chlore (*v.* § 84). Il réfracte la *lumière*, sa puissance réfractive est de 1,526 (Dulong). Soumis à un courant d'étincelles *électriques*, il est décomposé, suivant le Dr Henry, et il fournit du gaz oxygène et du gaz oxyde de carbone. Il n'éprouve aucune altération de la part du *gaz oxygène*. Lorsqu'on fait passer à travers un tube de porcelaine rouge un mélange de deux parties de gaz *hydrogène* et d'une partie de gaz *acide carbonique*, celui-ci est décomposé, et il se forme de l'eau et du gaz oxyde de carbone. L'action du *bore* sur ce gaz est inconnue.

130. Le *charbon* que l'on a éteint dans le mercure après l'avoir fait rougir, absorbe trente-cinq fois son volume de gaz acide carbonique. Si l'on fait passer à plusieurs reprises ce gaz à travers du charbon rouge placé dans un tube de porcelaine, il perd une partie de son oxygène, qui se porte sur le charbon, et l'on n'obtient que du gaz oxyde de carbone. *Expériences.* On prend une vessie que l'on remplit de gaz acide carbonique; on l'adapte à l'une des extrémités d'un tuyau de porcelaine disposé dans un fourneau à reverbère et contenant du charbon; lorsque celui-ci est rouge, on presse doucement la vessie afin de faire passer le gaz à travers le charbon, et le faire rendre dans une vessie vide qui se trouve à l'autre extrémité du tuyau; aussitôt que celle-ci est remplie par le gaz, on la presse pour le faire repasser dans la première, et ainsi de suite, jusqu'à ce que l'on ait obtenu du gaz oxyde de carbone.

131. Le *soufre*, l'*iode*, le *chlore* et l'*azote* n'exercent

sur lui aucune action chimique. L'air *atmosphérique* peut se mêler avec lui.

Propriétés essentielles. 1° L'eau dissout son volume de gaz acide carbonique à la température et à la pression ordinaires; elle en dissout cinq à six fois autant lorsqu'on augmente convenablement la pression, pourvu que la température reste la même : dans tous les cas, le produit est de l'acide carbonique liquide, inodore, incolore, et doué d'une saveur aigrelette; chauffé, il bout promptement et perd le gaz, qui peut être recueilli dans des cloches pleines d'eau ou de mercure; le même phénomène a lieu lorsqu'on le place dans le vide. 2° L'acide carbonique, gazeux ou liquide, trouble l'eau de chaux, et donne naissance à un précipité blanc floconneux, composé d'acide carbonique et de chaux.

Les *oxydes* précédemment étudiés et l'acide *borique* n'exercent aucune action sur le gaz acide carbonique.

L'acide carbonique n'est guère employé qu'en médecine. Les animaux qui le respirent sont asphyxiés au bout de quelques minutes; aussi voit-on les accidents les plus graves se manifester quelquefois chez les brasseurs, dans les celliers au-dessus des cuves en fermentation, dans les fours à chaux, et partout où il est mis à nu. On a proposé de le faire inspirer dans certains cas d'irritation pulmonaire où il serait utile de ralentir la conversion du sang veineux en sang artériel; mais on s'en sert rarement. Les eaux minérales acidules, naturelles et factices, sont formées par cet acide liquide, que l'on doit regarder comme un excellent diurétique; il est aussi rafraîchissant et antispasmodique. Il peut être employé avec le plus grand succès pour prévenir la formation du gravier, et pour favoriser la dissolution de celui qui est déjà formé. Nous avons vu souvent certaines douleurs néphrétiques calculeuses tres aiguës diminuer singulièrement d'intensité par l'usage de ce médicament. Il convient encore dans tous les cas où les acides

affaiblis sont indiqués (*v.* § 126). La dose est d'un ou de deux verres par jour.

Composition. Un volume de gaz acide carbonique est formé d'un volume de gaz oxygène et d'un volume de vapeur de carbone condensés en un seul : il est donc évident que le poids d'un volume de gaz acide carbonique doit se composer de la somme des poids d'un volume d'oxygène et d'un volume de vapeur de carbone, ou de 100 d'oxygène et de 37,50 de carbone : en effet, ces nombres sont exactement en rapport avec les densités de l'oxygène et de la vapeur de carbone, qui sont 1,111 pour l'oxygène, et 0,4166 pour la vapeur de carbone. En supposant l'acide carbonique composé d'un atome de carbone (dont le poids est 0,75), et de deux atomes d'oxygène (dont le poids est 2), on le trouve formé de 100 d'oxygène et de 37,50 de carbone.

Poids d'un atome d'acide carbonique. Il est de 2,75, somme du poids d'un atome de carbone et de deux atomes d'oxygène dont il est composé.

Préparation. On verse de l'acide hydro-chlorique liquide, étendu de deux ou trois fois son poids d'eau, sur du marbre concassé (carbonate de chaux); l'appareil est le même que pour le gaz nitreux (pag. 196); le gaz acide carbonique se dégage aussitôt, et l'on obtient dans le flacon de l'hydrochlorate de chaux très soluble; d'où il suit que le carbonate est décomposé. On peut encore se procurer ce gaz en substituant au marbre de la craie en bouillie (carbonate de chaux), et à l'acide hydro-chlorique de l'acide sulfurique délayé dans dix à douze fois son poids d'eau; il se forme dans ce cas du sulfate de chaux, qui, étant peu soluble, se dépose, recouvre le carbonate, et empêche le gaz de se dégager : en sorte qu'il est préférable de suivre le premier procédé, surtout lorsqu'on ne vise pas à faire l'opération avec beaucoup d'économie.

Eau acido-carbonique. Comme l'eau, à la température

et à la pression ordinaires de l'atmosphère, ne peut dissoudre que son volume de gaz acide carbonique, et que déjà, dans cet état, elle peut être considérée comme un puissant diurétique, il importe de dire comment on doit la préparer. On fera arriver le gaz sous un flacon rempli d'eau filtrée, au lieu d'employer une cloche; lorsque la moitié de l'eau du flacon sera chassée, on le bouchera, on agitera le liquide qu'il contient, et on le gardera dans un endroit frais, en le tenant parfaitement bouché. Si l'on veut faire absorber à l'eau cinq ou six fois son volume de gaz acide carbonique, on doit comprimer celui-ci fortement au moyen d'un piston que l'on met en jeu dans un corps de pompe qui communique avec l'eau que l'on veut saturer.

De l'acide hypo-phosphoreux.

132 Cet acide a été découvert par M. Dulong, en 1816; il est constamment le produit de l'art; lorsqu'il est concentré, il est sous la forme d'un liquide visqueux, incristallisable, rougissant fortement la teinture de tournesol. Soumis à l'action d'une température élevée dans un vaisseau de verre, il se décompose; l'hydrogène de l'eau qu'il renferme s'empare d'une portion de phosphore, et forme du gaz hydrogène perphosphoré susceptible de s'enflammer lorsqu'il a le contact de l'air (voyez *Hydrogène per-phosphoré*); un peu de phosphore se sublime, et l'acide hypo-phosphoreux ayant perdu par ce moyen une assez grande quantité de phosphore, et ayant absorbé, d'ailleurs, l'oxygène de l'eau décomposée, se trouve transformé en acide phosphorique, qui se combine en grande partie avec le verre. Il est très soluble dans l'*eau*. Il forme avec les *oxydes métalliques*, *des sels excessivement solubles*. Il décolore le per-sulfate rouge de manganèse, en s'emparant de l'excès d'oxygène de l'oxyde. Il est sans usages.

Composition. Il est composé, suivant M. Dulong, de 100

parties de phosphore et de 37,44 d'oxygène en poids : ce résultat a été obtenu en faisant passer l'acide hypo-phosphoreux à l'état d'acide phosphorique au moyen du chlore, et en déterminant le poids de l'acide phosphorique obtenu, ainsi que les proportions de phosphore et d'oxygène qui le constituent. En admettant qu'il soit composé de deux atomes de phosphore et d'un atome d'oxygène, on le trouvera formé de 100 de phosphore et de 33,33 d'oxygène. *Poids d'un atome d'acide hypo-phosphoreux.* Il serait de 4.

Préparation. On met dans de l'eau du phosphure de baryum pulvérisé (composé de phosphore et de baryum), et l'on obtient du phosphate de baryte *insoluble*, de l'hypo-phosphite *soluble*, et du gaz hydrogène phosphoré. Il est évident que l'eau est décomposée; l'oxygène forme avec le phosphore deux acides et de la baryte avec le barium, tandis que l'hydrogène se dégage à l'état de gaz hydrogène phosphoré; on filtre la liqueur, qui ne contient que l'hypo-phosphite de baryte, et on y verse de l'acide sulfurique étendu d'eau; la baryte en est précipitée à l'état de sulfate, et l'acide hypo-phosphoreux reste en dissolution : on le concentre par l'évaporation.

De l'acide phosphoreux.

133. L'acide phosphoreux a été découvert par M. Davy; il ne se trouve pas dans la nature. Il est incolore, inodore, très sapide et fortement acide. La chaleur agit sur lui comme sur l'acide hypo-phosphoreux (§ 132). Il est soluble dans l'eau. Il forme avec les oxydes métalliques des phosphites, sels particuliers distincts des phosphates et des hypo-phosphites : versé dans l'eau de baryte, il produit un précipité blanc de phosphite de baryte, ce qui le distingue de l'acide hypo-phosphoreux *pur.* Il est sans usages.

Composition de l'acide phosphoreux. Il est formé, d'a-

près M. Dulong, de 100 parties de phosphore et de 74,88 d'oxygène. Ces nombres ont été déterminés en ayant égard à la composition du proto-chlorure de phosphore et à son action sur l'eau : on a vu que le chlore du proto-chlorure s'unit avec l'hydrogène de l'eau, tandis que l'oxygène provenant de la décomposition de ce liquide acidifie le phosphore; or, le volume de l'oxygène employé à cette acidification répond exactement à la moitié du volume de l'hydrogène qui fait partie de l'eau. En admettant, avec Thomson, qu'il soit composé d'un atome de phosphore et d'un atome d'oxygène, on le trouvera formé de 100 de phosphore et de 66,66 d'oxygène.

Poids d'un atome d'acide phosphoreux. Il est de 2,5 somme du poids d'un atôme d'oxygène et d'un atome de phosphore.

Préparation. On prend du proto-chlorure de phosphore (*voyez* § 87); on le met dans de l'eau, et l'on obtient de l'acide hydro-chlorique et de l'acide phosphoreux; d'où il suit que l'eau est décomposée, l'oxygène se porte sur le phosphore, et l'hydrogène s'unit au chlore : on fait évaporer le mélange; tout l'acide hydro-chlorique se dégage, et l'acide phosphoreux reste pur.

De l'acide hypo-phosphorique (phosphatique).

134. L'acide hypo-phosphorique est toujours un produit de l'art : on n'a pu l'obtenir jusqu'à présent qu'à l'état liquide et combiné avec l'eau.

Il est incolore, visqueux, *inodore*, et doué d'une forte saveur; il est plus pesant que l'eau.

Propriété essentielle. Soumis à l'action du *calorique* dans une petite fiole, il s'épaissit, perd une portion de l'eau qu'il renferme, *s'enflamme*, répand une odeur alliacée, et passe à l'état d'acide phosphorique solide; si l'expérience se fait dans des vaisseaux fermés, on voit qu'il se dégage du gaz

hydrogène phosphoré. *Théorie.* (Voy. *Acide hypo-phosphoreux*, § 132.)

Le *fluide électrique* et les autres corps étudiés précédemment, excepté l'*iode*, agissent sur l'acide hypo-phosphorique comme sur l'acide phosphorique. L'*iode* décompose l'eau qui entre dans sa composition, s'empare de son hydrogène pour former de l'acide hydriodique, tandis que l'oxygène fait passer l'acide hypo-phosphorique à l'état d'acide phosphorique. Le *chlore* exerce-t-il la même action?... L'acide hypo-phosphorique a été examiné d'abord par M. Sage.

Composition. M. Thénard regarde cet acide comme composé de 100 parties de phosphore et de 110,39 parties d'oxygène en poids; il est parvenu à ce résultat en transformant directement le phosphore en acide hypo-phosphorique, au moyen de l'oxygène de l'air à la température ordinaire (*voyez* § 99). M. Dulong, qui le croit formé d'acide phosphorique et de l'acide phosphoreux découvert par M. Davy, pense qu'il ne renferme que 100 parties d'oxygène; il l'a analysé en le faisant passer à l'état d'acide phosphorique au moyen du chlore.

Préparation. On prend un certain nombre de petits tubes de verre tirés à la lampe par une de leurs extrémités; on introduit dans chacun d'eux un petit cylindre de phosphore; on les place à côté les uns des autres dans un entonnoir dont le bec se rend dans un flacon vide supporté par une assiette contenant de l'eau : on recouvre tout l'appareil d'une grande cloche qui plonge dans l'eau de l'assiette, et qui est percée supérieurement et latéralement de deux trous; et on remarque, au bout d'un certain temps, que le flacon renferme une plus ou moins grande quantité d'acide *hypo-phosphorique* liquide (*voy.* § 99, pour la théorie).

De l'acide phosphorique.

135. L'acide phosphorique n'a jamais été trouvé pur dans la nature. Il y existe souvent combiné avec des oxydes métalliques, par exemple, dans les phosphates de chaux, de plomb, etc.

L'acide phosphorique est solide, susceptible de cristalliser, incolore, inodore, très sapide, et plus pesant que l'eau. Soumis à l'action du *calorique* dans un creuset de platine, il fond, se vitrifie, et se volatilise si la température est assez élevée : ce dernier phénomène a même lieu dans des cornues de grès, d'après les expériences récentes de M. Javal. Ainsi vitrifié, l'acide phosphorique contient une quantité d'eau dont l'oxygène est le tiers de celui qui entre dans la composition de l'acide. Il est parfaitement transparent, et réfracte la *lumière*. Lorsqu'on l'humecte légèrement et qu'on le soumet à l'action de la pile *électrique*, il est décomposé en oxygène et en phosphore, qui se rendent, le premier au pôle vitré, et le dernier au pôle résineux.

136. Le gaz *oxygène* n'exerce aucune action sur lui. Si l'on fait passer du gaz *hydrogène* à travers un tuyau de porcelaine incandescent, contenant de l'acide phosphorique, celui-ci est décomposé; il se forme de l'eau, du gaz hydrogène phosphoré, et il y a du phosphore mis à nu. On ne connaît point l'action du *bore* sur cet acide.

Propriété essentielle. Le *charbon* lui enlève son oxygène à une température élevée, et il en résulte du gaz acide carbonique, du gaz oxyde de carbone, et du phosphore qui s'enflamme : toutefois une grande partie de l'acide phosphorique se volatilise, d'après M. Javal, et l'on n'obtient que peu de phosphore. Dans cette expérience, l'acide et l'eau qu'il renferme sont décomposés; l'oxygène forme avec le charbon du gaz oxyde de carbone, ou du gaz

acide carbonique, tandis que l'hydrogène donne naissance à du gaz hydrogène carboné et à du gaz hydrogène phosphoré.

Le *phosphore*, le *soufre*, l'*iode*, le *chlore* et l'*azote* n'ont point d'action sur l'acide phosphorique. Exposé à l'*air* atmosphérique, l'acide phosphorique floconneux et celui qui a été vitrifié attirent rapidement l'humidité et deviennent liquides s'ils sont purs; il n'en est pas de même lorsque l'acide vitrifié renferme de la chaux; dans ce cas, il l'absorbe lentement.

Si l'on met dans de l'*eau* les flocons d'acide phosphorique obtenus au moyen du phosphore et du gaz oxygène, ils s'y dissolvent rapidement, avec dégagement de calorique, et produisent un bruit analogue à celui que fait naître un fer rouge plongé dans le même liquide. Une partie d'eau peut dissoudre 4 à 5 parties d'acide phosphorique, qui porte alors le nom d'*acide liquide*. Les *oxydes* et les *acides* étudiés précédemment n'exercent sur lui aucune action chimique. On l'emploie quelquefois dans l'analyse des pierres gemmes. Il a été administré dans la carie vénérienne, dans la phthisie pulmonaire, et dans les cas d'épuisement par l'abus des plaisirs vénériens; mais il faut de nouvelles et nombreuses observations pour adopter l'opinion de Lentin, qui le regarde comme un excellent médicament dans ces maladies. On en donne de 20 à 25 gouttes par jour, dans un verre d'eau sucrée.

Composition. Il est difficile de trouver un corps sur la composition duquel les chimistes soient si peu d'accord; en consultant les différentes analyses, on sera frappé de la différence des résultats. Suivant Thomson, l'acide phosphorique est formé d'un atome de phosphore qui pèse 1,5, et de deux atomes d'oxygène, ou de 100 de phosphore et de 133,33 d'oxygène. M. Dulong porte la quantité d'oxygène à 124,8. Rose ne l'élève qu'à 114. M. Dumas établit dans son dernier mémoire sur le phosphore, que l'oxygène

dans l'acide phosphorique, est à l'oxygène dans l'acide phosphoreux comme 5.3, tandis que, suivant Thomson, le rapport serait de 4,2. *Poids de l'atome* de l'acide phosphorique. Il est de 3,5 d'après Thomson.

Préparation. 1° On chauffe du phosphate d'ammoniaque dans un creuset de platine; à la chaleur rouge, l'ammoniaque se volatilise, et l'acide reste sous forme d'un liquide qui finirait par se volatiliser, si on continuait à le chauffer; cet acide retient toujours un peu d'ammoniaque. 2° On transforme le phosphore en acide phosphorique au moyen de l'acide nitrique étendu de son volume d'eau : pour cela, on introduit dans une cornue de verre, à laquelle on adapte un récipient bitubulé, une partie de phosphore coupée en petits fragments, et 6 parties d'acide; l'une de ces tubulures est fermée avec un bouchon percé d'un trou dans lequel passe un tube de verre droit qui donne issue au gaz; l'autre reçoit le col de la cornue; on met quelques charbons rouges sous la cornue, et l'on ne tarde pas à observer que l'acide nitrique est décomposé; son oxygène se porte sur le phosphore, et il se dégage du gaz deutoxyde d'azote ou du gaz azote; on ajoute des charbons incandescents si l'opération se ralentit; on en retire, au contraire, si elle marche avec trop de rapidité. Aussitôt que le phosphore a disparu, et que la liqueur a acquis la consistance sirupeuse, on la verse dans un creuset de platine et on la chauffe jusqu'au rouge brun pour en dégager tout l'acide nitrique. L'acide phosphorique, ainsi obtenu, renferme toujours de la silice qu'il a enlevée au verre, et il en contiendrait beaucoup plus, si, vers la fin de l'opération, on n'eût pas substitué le vase de platine à la cornue de verre. 3° On décompose les os calcinés par l'acide sulfurique : on obtient, par ce procédé, de l'acide phosphorique pur (*voy.* § 302).

De l'acide hypo-sulfureux.

137. Suivant M. Gay-Lussac, lorsqu'on fait bouillir du soufre avec un certain nombre de sulfites (composés d'acide sulfureux et d'un oxyde métallique), le soufre se combine avec une partie de l'oxygène de l'acide sulfureux, qu'il ramène à l'état d'acide hypo-sulfureux, en y passant lui-même : cet acide s'unit à l'oxyde du sel, et forme un hyposulfite qui a été désigné jusqu'à présent sous le nom de *sulfite sulfuré.*

L'acide hypo-sulfureux n'a point encore été obtenu séparément. Il paraît formé de 1 atome de soufre, qui pèse 2, et de 1 atome d'oxygène dont le poids est 1, ou de 100 parties de soufre et de 50 parties d'oxygène en poids.

De l'acide sulfureux.

L'acide sulfureux se trouve rarement dans la nature : on ne le rencontre guère qu'aux environs des volcans, là où le soufre brûle. Obtenu par l'art, il est gazeux ou liquide; ce dernier est tantôt le résultat de la dissolution du gaz sulfureux dans l'eau, tantôt c'est le gaz parfaitement sec réduit à l'état d'un *liquide anhydre.*

138. *Gaz acide sulfureux.* Il est incolore, élastique, transparent, doué d'une saveur forte, désagréable, et d'une odeur suffocante qui le *caractérise* : en effet, elle est la même que celle du soufre enflammé : sa pesanteur spécifique est de 2,222 d'après Thomson ; il fait passer d'abord au rouge la couleur bleue de l'*infusum* de tournesol, mais il ne tarde pas à la jaunir. Il est indécomposable par le *calorique.* Lorsqu'après avoir été desséché, il est comprimé par sa propre atmosphère ou refroidi dans un tube hermétiquement fermé, il se liquéfie comme le chlore (*voy.* § 84). Sa puissance réfractive est de 2,260

(Dulong). *Le fluide électrique* agit sur lui comme sur l'acide sulfurique. Il *n'éprouve* aucune altération de la part du gaz *oxygène*, et si l'on parvient à le combiner avec lui et à en faire de l'acide sulfurique, c'est à l'aide d'un troisième corps dont nous parlerons plus bas.

139. Aucune des substances *simples* non métalliques n'agit sur lui à froid; cependant il en est un certain nombre qui le décomposent complétement à une température rouge. Le gaz *hydrogène* lui enlève son oxygène, forme de l'eau, et le soufre est mis à nu; lorsque ce gaz est en excès et que la température n'est pas très élevée, on obtient du gaz acide hydro-sulfurique (hydrogène et soufre). Le *bore* n'a pas été mis en contact avec le gaz acide sulfureux; il est probable qu'il peut s'emparer aussi de son oxygène. Le *charbon* le décompose à une température rouge, se combine avec l'oxygène, passe à l'état de gaz acide carbonique ou de gaz oxyde de carbone, et met le soufre à nu. Une mesure de charbon de buis absorbe 65 mesures de gaz acide sulfureux à froid. On ne connaît pas l'action qu'exerce sur lui le *phosphore*.

S'il est parfaitement sec, il n'éprouve aucune altération de la part du *soufre*, de l'*iode*, du *chlore* gazeux ni de l'*azote*; l'*iode* et le *chlore* agissent, au contraire, sur lui, s'il est humide ou dissous dans l'eau, comme nous le dirons en parlant de l'acide sulfureux liquide. Il n'est pas altéré par l'*air* parfaitement sec, et il n'y répand pas de vapeurs.

Propriété essentielle. L'*eau* à la température de 20°, et à la pression de 28 pouces, peut dissoudre trente-sept fois son volume de gaz acide sulfureux; un fragment de glace introduit dans une cloche remplie de ce gaz, et disposé sur la cuve à mercure, ne tarde pas à se liquéfier (*voy.* § 141).

140. Le gaz acide *sulfureux* n'éprouve aucune altération de la part du *protoxyde* et du *deutoxyde d'azote*; mais il présente des phénomènes remarquables lorsqu'on le met

en contact avec du gaz *deutoxyde d'azote*, de l'*oxygène* et une petite quantité d'*eau;* à peine le mélange est-il fait, que le deutoxyde d'azote et l'oxygène s'unissent pour former de l'acide *nitreux ;* le gaz acide sulfureux enlève une certaine quantité d'oxygène à une portion de gaz acide nitreux, et le ramène à l'état de gaz deutoxyde d'azote, tandis qu'il passe à l'état d'acide sulfurique; celui-ci absorbe alors l'acide nitreux non décomposé, et il se produit dans le même instant une multitude de flocons blancs qui s'attachent aux parois du ballon, sous la forme d'aiguilles cristallines : ces flocons sont formés d'acide sulfurique concentré et d'acide nitreux; veut-on les faire disparaître, on n'a qu'à les mettre en contact avec l'eau, qui s'empare de l'acide sulfurique et met l'acide nitreux à nu. Ces faits nous serviront à expliquer la théorie de la préparation de l'acide sulfurique.

On ignore quelle est l'action du gaz acide *sulfureux* sur le gaz *oxyde de carbone* et sur l'*oxyde de phosphore.* Les acides *borique*, *carbonique*, *phosphorique* et *phosphoreux*, ne paraissent pas agir sur lui. Stahl considéra le premier ce gaz comme un corps particulier.

141. *Acide sulfureux liquide.* (Dissolution du gaz acide sulfureux dans l'eau). Lorsqu'il est concentré il a la même saveur et la même odeur que le gaz; il s'affaiblit par l'action de la chaleur, qui en dégage presque tout l'acide. L'*iode* le transforme en acide sulfurique, et passe à l'état d'acide hydriodique; d'où l'on voit que l'eau de l'acide sulfureux est décomposée par le concours de deux forces, savoir, l'affinité de l'iode pour l'hydrogène, et celle de l'acide sulfureux pour l'oxygène. Il en est à peu près de même du *chlore :* en effet, en vertu des mêmes forces, il se forme de l'acide sulfurique d'une part, et de l'acide hydro-chlorique de l'autre. Mis en contact avec le gaz *oxygène*, il l'absorbe et passe à l'état d'acide sulfurique; il agit de même sur l'*air atmosphérique.*

Usages de l'acide sulfureux. On emploie le gaz acide sulfureux pour désinfecter les vêtements et l'air des espaces circonscrits non habités; des expériences récentes prouvent qu'il doit être préféré au chlore et au vinaigre pour parfumer les lettres qui viennent des endroits pestiférés; il sert à blanchir la soie et la colle de poisson, et à enlever les taches de fruits sur le linge. *Action sur l'économie animale.* Ce gaz doit être regardé comme un excitant énergique; il irrite les surfaces avec lesquelles il est mis en contact, et détermine l'éternuement, le larmoiement, la toux, la suffocation, etc., suivant qu'il est appliqué sur la membrane pituitaire, sur la conjonctive, ou qu'il pénètre dans les bronches; son impression sur la peau est moins vive que sur les autres tissus. S'il est pur, il peut déterminer l'asphyxie et la mort. Le gaz acide sulfureux mêlé à l'air constitue les fumigations sulfureuses dont l'emploi devient si général dans les maladies cutanées chroniques: les gales les plus invétérées cèdent à ce traitement, qui n'exige du reste aucune sorte de régime; certaines affections pédiculaires, des dartres, même héréditaires, des pustules syphilitiques, le prurigo, la teigne, invétérés et regardés comme incurables, ont souvent été guéris par ces fumigations; des douleurs sciatiques, arthritiques et rhumatismales chroniques, des paralysies locales, des engorgements scrophuleux, ont été combattus avec le plus grand succès par ce médicament. On peut l'employer dans les amauroses commençantes, dans les défaillances, les syncopes et les asphyxies.

Composition. Si l'on admet que 100 parties de gaz acide sulfureux en volume renferment 100 parties d'oxygène en volume, il ne s'agira, pour connaître le poids du soufre qui entre dans sa composition, que de retrancher la densité de l'oxygène =1,111, de la densité de l'acide sulfureux 2,222; or, le nombre que l'on obtiendra est 1,111; donc l'acide sulfureux est formé de 1111 parties de soufre et de

1111 d'oxygène en poids, ou de 100 de soufre et de 100 d'oxygène, M. Berzélius estime qu'il contient 100 de soufre et 99,44 d'oxygène. Si on le regarde comme composé d'un atome de soufre (dont le poids est 2), et de deux atomes d'oxygène qui pèsent 2, on le trouvera formé de 100 parties de soufre et de 100 parties d'oxygène.

Poids d'un atome d'acide sulfureux. Il est de 4, somme du poids d'un atome de soufre et de deux atomes d'oxygène.

Préparation. On met dans une petite fiole, à laquelle on adapte un tube recourbé, 4 parties d'acide sulfurique concentré, et une partie de cuivre; on fait chauffer le mélange, et aussitôt que l'acide entre en ébullition, on obtient le *gaz*, que l'on doit recueillir dans des cloches remplies de mercure, parce qu'il est très soluble dans l'eau : il reste dans la fiole un sel bleu composé d'acide sulfurique et d'oxyde de cuivre; d'où il suit qu'une portion de l'acide a été décomposée et transformée en oxygène et en gaz acide sulfureux. On peut aussi se procurer l'acide sulfureux en chauffant le soufre avec le contact de l'air; c'est ainsi qu'on opère dans les hôpitaux lorsqu'on veut faire des fumigations sulfureuses, qui nécessairement sont mêlées d'air. On peut obtenir *l'acide sulfureux* liquide avec le même appareil que celui dont on se sert pour préparer le chlore (*voyez* pl. 9., fig. 57). On met dans le ballon 3 parties d'acide sulfurique concentré et une partie de paille, de sciure de bois, ou de charbon pulvérisé; on élève un peu la température et l'acide ne tarde pas à charbonner les deux premières substances: or nous verrons (§ 145) que le charbon transforme l'acide sulfurique concentré en gaz acide carbonique et en gaz acide sulfureux: ces deux gaz se dégagent ensemble; mais l'acide sulfureux, doué d'une plus grande affinité pour l'eau, chasse l'acide carbonique du flacon *F* dans le matras *A*, et de celui-ci dans le vase *B*, etc. L'acide du premier flacon *F* est impur, car il

contient un peu d'acide sulfurique qui s'est volatilisé. Si l'on chauffe très fortement le ballon, une partie de l'acide est entièrement décomposée par le charbon, et il se sublime du soufre.

142. *Acide sulfureux liquide anhydre.* (Privé d'eau). Acide entrevu et annoncé par M. Faraday, mais décrit pour la première fois par M. Bussy en 1824. Il est incolore, transparent, d'une odeur très forte; sa pesanteur spécifique est de 1,45. Il entre en ébullition à 10° — 0; cependant il est facile de le conserver à la température ordinaire, même pendant un temps assez long, parce que la portion qui se volatilise produit un froid assez considérable pour abaisser la température du reste au-dessous du point d'ébullition. Versé sur la main, il y produit un froid des plus vifs et se volatilise complétement. Si on le verse peu à peu dans l'eau, à la température ordinaire, il se volatilise en partie, produit une espèce d'effervescence, et la surface de l'eau se couvre d'une croûte assez épaisse de glace; il est évident que dans cette expérience la portion d'acide volatilisé a enlevé assez de calorique à l'eau pour la faire passer à l'état solide. Lorsqu'on met une petite quantité de mercure dans un verre de montre, avec de l'acide sulfureux anhydre, et que l'on fait évaporer sur le récipient de la machine pneumatique, on voit le mercure se solidifier au bout de quatre ou cinq minutes, phénomène qui tient encore à la rapidité avec laquelle l'acide sulfureux anhydre se volatilise dans le vide, et à ce qu'il absorbe une grande quantité de calorique au mercure. L'alcool à 33° peut être congelé en le plaçant dans une petite boule entourée de coton, que l'on plonge dans l'acide sulfureux anhydre, et que l'on met ensuite sur le récipient de la machine pneumatique où l'on fait le vide. L'alcool absolu et l'éther n'ont pas encore pu être congelés.

Usages. Jusqu'à présent on n'a employé l'acide sulfureux anhydre, que pour liquéfier plusieurs fluides élas-

tiques, tels que le chlore, le cyanogène, le gaz ammoniac; il suffit pour cela de faire passer l'un ou l'autre de ces gaz bien sec, dans un tube portant à sa branche horizontale une boule de verre mince, et dont la branche verticale plonge dans une éprouvette contenant du mercure; la boule est entourée de coton sur lequel on verse quelques gouttes d'acide sulfureux: le froid produit par la volatilisation de cet acide est tellement intense, que le gaz contenu dans la boule ne tarde pas à se liquéfier.

Préparation de l'acide sulfureux anhydre. On met dans un matras ou dans une cornue A (*voy.* fig. 59, pl. 10) le cuivre et l'acide sulfurique nécessaires pour dégager du gaz acide sulfureux (*voy.* page 219.); on fait passer ce gaz dans une éprouvette *B* entourée de glace fondante, pour condenser la majeure partie de l'eau qu'il pourrait entraîner; ensuite il passe dans un long tube *C* rempli de fragments de chlorure de calcium fondu; enfin il se rend dans un matras *D* entouré d'un mélange réfrigérant, composé de 2 parties de glace et d'une partie de sel marin : là le gaz sulfureux se condense en liquide à la simple pression de l'atmosphère.

De l'acide hypo-sulfurique.

123. L'acide *hypo-sulfurique*, découvert en 1819 par MM. Welter et Gay-Lussac, est liquide, inodore, d'une saveur franchement acide; exposé dans le vide de la machine pneumatique, avec de l'acide sulfurique (à la température de 10°), il se concentre sans se volatiliser sensiblement: parvenu à la densité de 1,347, il commence à se décomposer; il s'en exhale de l'acide sulfureux, et il contient alors de l'acide sulfurique. Il se change également en acide sulfureux et en acide sulfurique lorsqu'on l'expose à l'action de la chaleur du bain-marie. Le chlore, l'acide nitrique concentré et le sulfate rouge de manganèse ne l'altèrent point à froid. Il forme des sels solubles avec la

baryte, la chaux, la strontiane, les oxydes de plomb et d'argent, et probablement avec toutes les bases. Il dissout le zinc avec dégagement d'hydrogène sans se décomposer. Il est sans usages.

Composition. On prouve, par la composition de l'hypo-sulfate de baryte, que l'acide hypo-sulfurique est formé de 100 parties de soufre et de 125 parties d'oxygène : on peut le regarder comme étant composé de 2 atomes de soufre et de 5 atomes d'oxygène.

Préparation. On fait passer du gaz acide sulfureux dans de l'eau tenant en suspension du tritoxyde de manganèse, et l'on obtient une dissolution neutre de sulfate et d'hypo-sulfate de manganèse; on y verse un excès de baryte, qui forme du sulfate insoluble et de l'hypo-sulfate soluble; on filtre, et on fait passer un courant de gaz acide carbonique pour saturer l'excès de baryte qui se précipite à l'état de sous-carbonate; on filtre de nouveau, et on fait évaporer pour chasser l'excès d'acide carbonique; et pour obtenir l'hypo-sulfate de baryte cristallisé. Il suffit de décomposer ce sel par l'acide sulfurique pour avoir l'acide hypo-sulfurique liquide.

De l'acide sulfurique.

L'acide sulfurique existe sous deux états : 1° combiné avec le quart de son poids d'eau environ, et alors il est liquide; 2° anhydre ou privé d'eau.

Acide sulfurique liquide. Il a été trouvé dans plusieurs grottes, dans les environs de certains volcans, et dans quelques eaux minérales; mais le plus ordinairement on le rencontre uni à la chaux, la potasse, la soude, etc. Il est incolore, inodore, d'une consistance oléagineuse et d'une saveur acide très forte; sa pesanteur spécifique est plus grande que celle de l'eau : le plus concentré pèse environ

1,85. Il noircit et réduit en bouillie la majeure partie des substances végétales et animales.

144. Soumis à l'action du *calorique* dans des vaisseaux fermés, il bout à 300° therm. cent., et peut être distillé. (*Voyez* page 228, pour la manière de le distiller.) Si on le fait passer à travers un tube de verre incandescent, il se décompose, et se transforme en deux volumes de gaz acide sulfureux et en un volume d'oxygène. Si, au lieu de le chauffer, on le refroidit, il se congèle et cristallise, propriété qu'il doit à l'eau qui entre dans sa composition : ce phénomène a même lieu au-dessus de zéro lorsque l'acide est étendu d'un peu d'eau. La *lumière* ne lui fait éprouver aucune altération. Il est décomposé par la pile *électrique* : le soufre se rend au pôle résineux, et l'oxygène se combine avec un peu d'acide sulfurique et avec le fil de platine qui représente le pôle vitré. Le gaz *oxygène* est sans action sur l'acide sulfurique.

145. Le gaz *hydrogène* ne le décompose qu'à une température élevée, par exemple, dans un tube de porcelaine chauffé au rouge, et il se forme alors de l'eau et du gaz acide sulfureux; quelquefois aussi il y a du soufre mis à nu : lorsque le gaz hydrogène est en excès, et que la température n'est pas très élevée, il se produit en outre du gaz acide hydro-sulfurique. Le *bore* décompose probablement l'acide sulfurique; mais l'expérience n'a pas encore été faite.

Propriété essentielle. Si l'on fait chauffer dans une petite fiole du *charbon* pulvérisé et de l'acide sulfurique concentré, celui-ci perd une partie de son oxygène, se transforme en gaz acide sulfureux, facile à reconnaître à son odeur piquante, qui est la même que celle du soufre enflammé, et le charbon passe à l'état de gaz acide carbonique. Si la température est beaucoup plus élevée et le charbon en excès, l'acide est complétement décomposé, et il en résulte du soufre et du gaz oxyde de carbone; enfin,

il peut arriver que l'eau de l'acide soit également décomposée par le charbon : dans ce cas, on obtient du gaz hydrogène carboné, et une nouvelle quantité de gaz oxyde de carbone. Cette expérience peut être faite dans un tube de porcelaine.

Le *phosphore*, à la température de 100° à 150°, enlève également à l'acide sulfurique une partie de son oxygène, le fait passer à l'état de gaz acide sulfureux, et se transforme en acide phosphoreux ou phosphorique. Le *soufre* n'exerce aucune action sur l'acide sulfurique à froid; mais si on élève la température jusqu'à 200°, il lui enlève assez d'oxygène pour le faire passer et pour passer lui-même à l'état de gaz acide sulfureux. L'*iode*, le *chlore* et l'*azote* ne décomposent point cet acide.

L'acide sulfurique concentré et pur, exposé à l'*air*, en attire l'humidité et s'affaiblit; il change en outre de couleur, brunit, et finit par noircir : ce phénomène dépend de ce qu'il absorbe les molécules végétales et animales suspendues dans l'atmosphère, et qu'il les charbonne en les décomposant : du reste, nous donnerons plus de détails sur cette décomposition en faisant l'histoire des substances végétales.

146. *Propriétés essentielles.* Si l'on mêle parties égales d'*eau* et d'acide sulfurique concentré, la température s'élève à 84° thermomètre centigrade ; 4 parties du même acide et une partie d'eau font monter le même thermomètre à 105° : dans l'un et dans l'autre cas, le volume du mélange diminue très sensiblement, comme on peut s'en convaincre par l'expérience suivante. On introduit dans un tube de verre, long de trente pouces, et bouché par l'une de ses extrémités, assez d'acide sulfurique concentré pour le remplir jusqu'à la moitié; le tube étant tenu perpendiculairement, on y verse de l'eau jusqu'à ce qu'il soit plein ; on le bouche, et on le renverse de manière à ce que le bouchon se trouve en bas; l'eau, plus légère que l'acide,

ne tarde pas à s'élever; les deux liquides se mêlent et s'échauffent au point que le tube ne peut plus être tenu entre les mains : au bout de quelques minutes, on remarque, à la partie supérieure du tube, un espace vide qui prouve la diminution de volume des deux liquides, puisqu'il ne s'en est pas écoulé une seule goutte pendant l'expérience. Le thermomètre monte encore de plusieurs degrés lorsqu'on mêle 4 parties d'acide concentré et une partie de glace pilée; il descend, au contraire, à 20°—0° en mêlant 4 parties de glace et une partie d'acide : ce dernier phénomène dépend de ce que la glace absorbe beaucoup de calorique aux corps qui l'environnent, pour passer de l'état solide à l'état liquide. A la fin de ces expériences, l'acide sulfurique se trouve plus ou moins affaibli, et on peut le ramener à son degré primitif de concentration, qui est de 66° à l'aréomètre de Baumé, au moyen de l'ébullition.

Le gaz *oxyde* de *carbone* peut enlever à l'acide sulfurique une portion de son oxygène, pourvu que la température soit assez élevée; il en est probablement de même de l'*oxyde* de *phosphore*. Le gaz *protoxyde d'azote* n'exerce aucune action sur cet acide.

147. L'acide *borique* peut se combiner avec l'acide sulfurique, et donner naissance à un produit que M. Thénard a proposé d'appeler acide *sulfuro-borique* : ce composé, solide, brillant, et comme nacré, est sous la forme de larges écailles; chauffé dans un creuset, il répand des vapeurs blanches, piquantes, formées par l'acide sulfurique qui se dégage. Les acides *carbonique* et *phosphorique* sont sans action sur l'acide sulfurique.

Propriété essentielle. L'acide sulfurique, lors même qu'il est très étendu, fait naître dans l'eau de baryte un précipité blanc composé d'acide sulfurique et de baryte, insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique.

Usages. L'acide sulfurique sert à préparer la plupart des acides, l'alun, la soude, l'éther, le sublimé corrosif, etc. :

il est employé pour dissoudre l'indigo ; les tanneurs s'en servent pour gonfler les peaux ; enfin, il est d'un usage commun comme réactif. Ses propriétés médicales ont été exposées en parlant des acides en général : mais nous devons ajouter qu'il est le plus astringent de tous, qu'il fait partie de l'eau de Rabel (voy. *alcool*), qu'il entre pour un dixième dans une pommade résolutive dont on se sert avec succès dans le cas d'ecchymoses et dans les gales chroniques ; enfin, qu'il suffit de l'étendre de beaucoup d'eau pour avoir la *limonade minérale*, qui est une boisson fort agréable, et dont on peut tirer parti dans beaucoup de phlegmasies.

Composition. L'acide sulfurique contient une fois et demie autant d'oxygène que l'acide sulfureux ; par conséquent il est formé de 100 parties de soufre et de 150 d'oxygène. Voici comment on parvient à établir l'exactitude de ce fait. Que l'on décompose l'acide sulfurique à l'aide d'une chaleur rouge, on obtiendra deux volumes de gaz acide sulfureux et un volume de gaz oxygène. Supposons, pour mieux nous faire comprendre, que ces volumes soient 200 pouces cubes de gaz sulfureux et 100 d'oxygène : or, dans les 200 pouces cubes d'acide sulfureux il y a 200 pouces cubes d'oxygène (*voy.* pag. 218) : donc il y en a 300 dans l'acide sulfurique, ou, ce qui revient au même, une fois et demie autant. En supposant l'acide sulfurique formé d'un atome de soufre (dont le poids est 2), et de 3 atomes d'oxygène (dont le poids est 3), on le trouve composé de 100 parties de soufre et de 150 d'oxygène. Dans l'appréciation de ces quantités, on fait abstraction de l'eau qu'il renferme, et qui, comme nous l'avons déjà dit, est à peu près le quart de l'acide supposé sec.

Poids d'un atome d'acide sulfurique. Il est de 5, somme du poids d'un atome de soufre et de 3 atomes d'oxygène.

Préparation (Pl. 10, fig. 61). Pour préparer l'acide sulfurique dans les laboratoires, on prend un grand ballon

B rempli d'air, et fermé par un bouchon percé de trois trous qui donnent passage à deux tubes recourbés et à un tube droit; celui-ci sert à établir à volonté la communication de l'appareil avec l'air; les deux autres communiquent avec deux fioles *F*, *F*, de l'une desquelles il se dégage du gaz deutoxyde d'azote (gaz nitreux); tandis que l'autre fournit du gaz acide sulfureux. (*Voy.* la préparation de ces deux gaz, pag. 196 et 219). Aussitôt que ces deux gaz humides arrivent dans le ballon, et se trouvent en contact avec l'air, celui-ci cède son oxygène au gaz deutoxyde d'azote, et le fait passer à l'état de gaz acide nitreux *orangé* (1), l'intérieur de l'appareil est donc coloré; bientôt après, les parois du ballon se recouvrent d'une multitude de cristaux blancs qui paraissent formés d'acide sulfurique concentré, ne contenant qu'un peu d'eau et d'acide nitreux sec ou anhydre : à cette époque, l'intérieur du ballon n'est plus jaune orangé; il est incolore. *Théorie.* Le gaz acide sulfureux décompose une partie du gaz acide nitreux formé, s'empare de la quantité d'oxygène nécessaire pour passer à l'état d'acide sulfurique, et se combine avec l'humidité et avec l'acide nitreux non décomposé (*voy.* § 140). En versant un peu d'eau sur ces cristaux, ils sont décomposés; ce liquide se combine avec l'acide sulfurique, et l'acide nitreux est mis à nu à l'état de gaz : aussi l'intérieur du ballon devient-il de nouveau jaune orangé (voy. *Acide nitreux anhydre*, § 156); en sorte que dans ce moment on peut continuer l'opération, puisqu'il y a de nouveau dans le ballon de l'air, de l'eau, du gaz acide sulfureux et du gaz acide nitreux.

On prépare l'acide sulfurique en grand avec des matières propres à fournir ces deux derniers gaz, que l'on fait ar-

(1) En effet, nous verrons plus tard que le gaz acide nitreux est formé de deutoxyde d'azote et d'oxygène.

river dans une vaste chambre de plomb remplie d'air, et dont le sol, légèrement incliné, est couvert d'eau : ces matières sont le soufre et le nitrate de potasse. On chauffe ensemble sur une plaque en fonte un mélange de 8 parties de soufre et d'une de nitre; la majeure partie du soufre se transforme, aux dépens de l'oxygène de l'air, en gaz acide *sulfureux;* l'autre portion décompose l'acide nitrique du nitrate, absorbe une partie de son oxygène, le change en gaz nitreux (*deutoxyde d'azote*), et passe à l'état d'acide sulfurique, qui forme du sulfate avec la potasse du nitre. Les deux gaz, nitreux et sulfureux, se rendent dans la chambre, et réagissent sur l'air et sur l'eau, comme nous l'avons dit. On continue l'opération jusqu'à ce que l'acide marque 40 degrés à l'aréomètre de Baumé; alors on le retire de la chambre au moyen de robinets, et on le fait évaporer dans des chaudières en plomb, pour volatiliser la majeure partie de l'eau, de l'acide sulfureux et de l'acide nitrique qu'il renferme. Lorsqu'il est à 55 degrés de l'aéromètre de Baumé, on l'introduit dans des cornues de verre lutées, ou dans des chaudières de platine, et on continue à le concentrer par l'action de la chaleur jusqu'à ce qu'il marque 66 degrés à l'aréomètre : dans cet état, il est propre aux diverses opérations du commerce; mais il renferme; 1° un peu de sulfate de potasse; 2° du sulfate de plomb provenant d'une portion d'oxyde formé aux dépens du plomb de la chambre et de l'oxygène du gaz acide nitreux; 3° du per-sulfate de fer anhydre, d'après MM. Bussy et Lecanu, parce que le soufre employé pour la fabrication de l'acide, le plus ordinairement n'a pas été distillé, et qu'il contient une certaine quantité de sulfure de fer, que la combustion dans les chambres de plomb fait passer à l'état de sulfate. On ne peut le débarrasser de ces sels qu'en le distillant, puisqu'ils sont fixes : pour cela, on l'introduit dans une cornue de verre dont le col se rend dans un récipient bitubulé dépourvu de bouchons (car l'acide les charbonnerait); on

chauffe graduellement la cornue, placée dans un fourneau à réverbère, jusqu'à ce que l'acide entre en ébullition : à cette époque, il se volatilise et vient se condenser dans le récipient. On doit, pour éviter les soubresauts de la liqueur, et les dangers qui accompagnent cette opération, mettre dans la cornue deux ou trois petits fragments de verre hérissés de pointes, ou, ce qui est préférable, un fil de platine, et maintenir le récipient dans lequel la vapeur se rend, à la température de 60° à 70°, afin qu'il n'y ait pas une si grande différence de température entre lui et la vapeur de l'acide sulfurique.

148. *Acide sulfurique anhydre.* Il est toujours le produit de l'art. Il peut être à l'état liquide ou solide suivant la température. *Acide anhydre solide.* Il est blanc, opaque, et répand des vapeurs très abondantes par son contact avec l'air; il absorbe rapidement l'humidité et se liquéfie; il peut dissoudre le soufre, et former des composés bruns, verts ou bleus, suivant les proportions de soufre et d'acide; enfin il jouit de la propriété de dissoudre l'indigo en rouge. *Acide anhydre liquide.* Il jouit d'une fluidité plus grande que celle de l'acide sulfurique ordinaire; il réfracte fortement la lumière; sa pesanteur spécifique est de 1,97 à 20° environ. Il faut le conserver à une température de 25°+0° pour le maintenir liquide : au-dessous de cette température, on aperçoit des houppes soyeuses qui ne tardent pas à se solidifier complétement. On obtient l'acide sulfurique anhydre en chauffant dans des vaisseaux clos l'acide sulfurique de Nordhausen (1). L'appareil se

(1) L'acide sulfurique de Nordhausen, considéré par les uns comme de l'acide sulfurique plus de l'acide sulfureux, regardé par les autres comme de l'acide sulfurique rendu plus acide par un agent impondérable, n'est autre chose, d'après M. Bussy, que de l'acide sulfurique ordinaire, tenant en dissolution une certaine quantité d'acide anhydre,

compose d'une cornue de verre tubulée et bouchée à l'émeri, et dont le bec, après avoir été tiré très longuement à la lampe et effilé par le bout, s'engage dans un tube long et étroit, bouché à l'une des extrémités et servant de récipient : ce tube doit être entouré de glace. On ne saurait employer ni bouchons, ni aucune espèce de lut pour fermer les vases, parce que l'acide les corroderait. Nous devons la plupart de ces détails à M. Bussy, qui le premier a fait connaître la véritable nature de l'acide sulfurique anhydre. (Voy. *Journal de pharmacie*, t. 10.) M. Gmelin prépare l'acide sulfurique anhydre en distillant de l'acide sulfurique ordinaire, en changeant le récipient au moment où il se remplit de vapeurs opaques, et en couvrant le nouveau de glace; il paraît que l'acide se partage en 2 parties, dont l'une cède son eau à l'autre.

De l'acide sélénique.

149. L'acide sélénique ne se trouve pas dans la nature. Il peut être obtenu sous la forme d'aiguilles tétraèdres très longues, rougissant la teinture de tournesol, douées d'une saveur acide brûlante. Il est volatil ; mais beaucoup moins que l'eau; il attire fortement l'humidité de l'air; il se dissout très bien dans l'eau et dans l'alcool : la dissolution aqueuse, évaporée lentement, fournit des prismes striés.

---

auquel il doit ses propriétés particulières. L'odeur sulfureuse qu'il exhale et la couleur brune qu'il affecte ordinairement ne lui sont point essentielles; la première tient à une petite quantité d'acide sulfureux, et la seconde résulte des substances végétales ou animales que l'acide décompose et dissout en partie. On obtient l'acide de Nordhausen en décomposant par le feu le protosulfate de fer, ou tout autre sulfate décomposable par la chaleur (v. *sulfates en général, et protosulfate de fer*).

Il est formé de 100 parties de sélénium et de 40,33 d'oxygène. On l'obtient en traitant le sélénium par l'acide nitrique (*voy.* § 163).

De l'acide iodeux.

150. L'acide iodeux, découvert en 1823 par M. Sementini, ne se trouve pas dans la nature. Il est liquide, d'un jaune d'ambre, d'une consistance oléagineuse, d'une saveur acide astringente, d'une odeur analogue à celle de l'oxyde de chlore, et plus pesant que l'eau; il rougit les couleurs bleues végétales sans les détruire. Chauffé à 50° th. centigr. il se volatilise : il s'évapore même à froid, lorsqu'il a le contact de l'air. L'eau et l'alcool le dissolvent à merveille. Il est décomposé par le soufre à une température peu élevée, et il se dégage des vapeurs violettes d'iode; du reste il n'y a point de détonation. L'acide sulfureux le décompose et en précipite l'iode. *P. E.* Il enflamme le potassium et le phosphore même à la température ordinaire; le premier de ces corps produit une flamme blanche, des vapeurs épaisses, et met à peine de l'iode à nu; l'autre brûle comme s'il eût été mis en contact avec un fer rouge, et dégage des vapeurs violettes d'iode.

On obtient l'acide iodeux en triturant dans un mortier de verre ou de porcelaine un mélange de parties égales de chlorate de potasse et d'iode, jusqu'à ce qu'on n'aperçoive plus l'aspect métallique de l'iode, et que la poudre soit d'un gris de plomb. On l'introduit alors dans une cornue à laquelle on a adapté un récipient tubulé, et on chauffe à l'aide d'une lampe à esprit-de-vin; on remarquera d'abord qu'il se volatilise de l'iode; bientôt après il se dégagera du gaz oxygène (parce que le chlorate de potasse sera décomposé) qui se combinera avec la vapeur d'iode, et donnera l'acide iodeux, sous forme de vapeurs jaunes qui ne tarderont pas à se condenser dans le récipient. Si l'on

avait employé un excès d'iode, on obtiendrait de l'acide *iodeux ioduré*; d'une couleur plus foncée et d'une odeur plus forte; il faudrait alors le soumettre à l'action d'une douce chaleur, pour volatiliser l'iode qu'il tenait en dissolution. (*Atti della regia società delle scienze*, janvier 1824.)

De l'acide iodique.

151. L'acide iodique est constamment le produit de l'art; il est solide, blanc, demi-transparent, inodore, plus pesant que l'acide sulfurique, et doué d'une saveur fort aigre et astringente; il rougit d'abord les couleurs bleues végétales et les détruit ensuite. Si on élève sa *température* jusqu'à 200° environ, il se décompose entièrement et se transforme en iode et en gaz oxygène. Chauffé avec du *charbon* ou du *soufre*, il est décomposé, cède son oxygène à ces corps simples, et il se produit une détonation. Il est inaltérable dans un air sec, légèrement déliquescent dans un air humide, et très soluble dans l'eau. Sa dissolution évaporée devient pâteuse, et donne de l'acide iodique solide privé d'eau. L'acide *borique* se dissout, à l'aide de la chaleur, dans la dissolution de cet acide. L'acide *phosphoreux* le décompose en partie et passe à l'état d'acide phosphorique, pourvu qu'on élève un peu la température; il se dégage de l'iode, et la portion d'acide non décomposé se combine avec l'acide phosphorique produit. Si l'on verse de l'acide *sulfurique* ou *phosphorique* goutte à goutte dans une dissolution concentrée et chaude d'acide iodique, il se forme un précipité solide, composé d'eau, d'acide iodique, et de l'un ou de l'autre des acides ajoutés; ce précipité est fusible par la chaleur, et donne par le refroidissement des cristaux d'une couleur jaune pâle.

Propriété essentielle. L'acide *sulfureux*, versé dans la dissolution de cet acide, le décompose, lui enlève son oxygène et en sépare l'*iode* instantanément.

L'acide iodique est sans usages. Il a été découvert en 1814 par M. Gay-Lussac; mais ce savant ne l'avait obtenu qu'à l'état liquide et combiné avec un peu d'acide sulfurique. M. H. Davy a décrit le premier les propriétés de l'acide iodique pur privé d'eau.

Composition. Lorsqu'on décompose 100 parties d'iodate de potasse par le feu, on obtient 22,59 d'oxygène (1), et 77,41 d'un composé d'iode et de potassium : ce dernier composé est formé de 58,937 d'iode et de 19,01 de potassium; mais cette quantité de potassium s'est combinée avec 3,893 d'oxygène pour se transformer en potasse : donc les 58,937 d'iode ont dû absorber, pour passer à l'état d'acide iodique, 18,697 d'oxygène (en effet, 3,893 +18,697 forment exactement les 22,59 d'oxygène fournis par l'iodate de potasse); d'où il suit que l'acide iodique est formé de 58,937 d'iode et de 18,697 d'oxygène, ou, ce qui revient au même, de 100 d'iode et de 31,72 d'oxygène. Si l'on veut connaître la composition de cet acide d'après la théorie atomistique, on le trouvera formé de 100 d'iode et de 32,25 d'oxygène, pourvu qu'on le suppose composé d'un atome d'iode (dont le poids et 15,5) et de cinq atomes d'oxygène (dont le poids est 5).

Poids d'un atome d'acide iodique. Il est de 20,625, somme du poids d'un atome d'iode, et de cinq atomes d'oxygène.

Préparation. On prépare cet acide en faisant arriver du protoxyde de chlore sur de l'iode : celui-ci s'empare de l'oxygène du protoxyde de chlore, forme de l'acide iodi-

(1) L'iodate de potasse est formé d'acide iodique et de potasse : l'acide est lui-même composé d'iode et d'oxygène, et la potasse résulte de l'union du potassium avec l'oxygène; d'où il suit que, dans l'iodate de potasse, les 22,59 parties d'oxygène étoient combinées à la fois avec l'iode et avec le potassium.

que, tandis que le chlore et une portion d'iode se combinent et restent unis avec l'acide; on élève un peu la température pour volatiliser le composé de chlore et d'iode, et l'acide iodique reste pur. *Voy.* pl. 10, fig. 62 : *A* est le ballon dans lequel se produit le protoxyde de chlore; *B*, partie du tube contenant du chlorure de calcium, placé dans un papier sec, et qui sert à dessécher le gaz; *R*, récipient à long col où se trouve l'iode.

De l'acide bromique.

152. L'acide bromique, découvert par M. Balard, n'existe point dans la nature. Il est sous forme d'un liquide à peine odorant, d'une saveur très acide, nullement caustique. Il rougit d'abord le papier de tournesol, puis le décolore. Chauffé il se vaporise en partie, tandis qu'une autre portion se décompose en brôme et en oxygène. *Propriété essentielle.* Les acides hydriodique, hydro-chlorique, hydro-sulfurique, et ceux qui ne sont pas saturés d'oxygène le décomposent, s'emparent de l'oxygène qui entre dans sa composition et séparent le brôme. L'acide bromique précipite en blanc le nitrate d'argent et les dissolutions concentrées de plomb. *Composition.* Il est formé de 100 parties de brôme et de 54,58 d'oxygène : si on le considère comme un composé d'un atome de brôme et des atomes d'oxygène, on ne trouvera que 100 de brôme et 53,61 d'oxygène.

Poids d'un atome d'acide bromique. Il est de 14,328, somme du poids d'un atome de brôme et de 5 atomes d'oxygène.

Préparation. On traite le chlorure de brôme par l'eau de baryte; l'eau est décomposée et l'on obtient du bromate de baryte peu soluble et de l'hydro-chlorate de baryte beaucoup plus soluble; il est évident que l'oxygène de l'eau s'est combiné avec le brôme, tandis que l'hydrogène

s'est uni au chlore. On décante pour obtenir le bromate de baryte, que l'on décompose par l'acide sulfurique affaibli; il se forme du sulfate de baryte insoluble et de l'acide bromique qui reste en dissolution. Cet acide n'a point d'usages.

De l'acide chlorique.

L'acide chlorique, découvert par M. Gay-Lussac en 1814, ne se trouve jamais dans la nature, mais il fait partie constituante des *chlorates*, sels préparés par l'art, et connus jusqu'alors sous le nom de *muriates sur-oxygénés*.

153. L'acide chlorique pur est toujours liquide et incolore; il n'a pas sensiblement d'odeur, à moins qu'on ne le chauffe un peu: quand il est concentré, sa consistance est oléagineuse; sa saveur est très acide; il rougit fortement l'*infusum* de tournesol, et en détruit la couleur au bout de quelques jours. Par une douce *chaleur*, on peut le concentrer sans qu'il se décompose et sans qu'il se volatilise; chauffé plus fortement, une partie se décompose et donne de l'oxygène et du chlore; l'autre se volatilise sans changer de nature. La *lumière* ne l'altère pas. Il ne paraît pas éprouver de changement à l'*air*.

Propriété essentielle. L'acide *sulfureux* le décompose, même à froid, lui enlève son oxygène, et le chlore est mis à nu. Il ne sert qu'à former des chlorates.

Composition. Lorsqu'on décompose par le feu 100 parties de chlorate de potasse desséché, on obtient 38,88 d'oxygène (1), et 61,12 d'un composé de chlore et de

(1) Le chlorate de potasse est composé d'acide chlorique et de potasse : l'acide est lui-même formé de chlore et d'oxygène, et la potasse résulte de l'union du potassium avec l'oxygène; d'où il suit que, dans le chlorate de potasse, les 38,88 parties d'oxygène étaient combinées à la fois avec le chlore et avec le potassium.

potassium : ce dernier composé est formé de 32,196 de potassium et de 28,924 de chlore : mais cette quantité de potassium s'est combinée avec 6,576 d'oxygène pour se transformer en potasse : donc les 28,924 de chlore ont dû absorber, pour passer à l'état d'acide chlorique, 32,304 d'oxygène (en effet, 6,576+32,304 forment exactement les 38,88 d'oxygène fourni par le chlorate de potasse); d'où il suit que l'acide chlorique est composé de 28,924 de chlore et de 32,304 d'oxygène; ou, ce qui revient au même, de 100 de chlore et de 111,68 d'oxygène; ou, en volume, de 1 de chlore et de 2 $\frac{1}{2}$ d'oxygène (M. Gay-Lussac). En supposant l'acide chlorique formé d'un atome de chlore (dont le poids est 4,5) et de cinq atomes d'oxygène qui pèsent 5, on le trouvera composé de 100 parties de chlore et de 111,10 d'oxygène.

Poids d'un atome d'acide chlorique. Il est de 9,5, somme du poids d'un atome de chlore et de cinq atomes d'oxygène.

Préparation. On verse sur du chlorate de baryte pulvérulent (composé de baryte et d'acide chlorique) de l'acide sulfurique étendu de cinq à six fois son poids d'eau, et l'on fait chauffer le mélange; il se forme du sulfate de baryte insoluble, et de l'acide chlorique qui reste en dissolution; l'on met à part une petite quantité de chlorate de baryte, dont on fait usage pour précipiter l'acide sulfurique, si par hasard il se trouvait mêlé avec l'acide chlorique. Il est inutile d'indiquer que l'on doit laver avec de l'eau distillée le sulfate de baryte produit, afin de dissoudre tout l'acide chlorique qui a été séparé.

De l'acide per-chlorique, ou chlorique oxygéné.

154. L'acide per-chlorique, découvert en 1818 par le comte Stadion, est un produit de l'art. Il ne peut pas exister seul; on l'obtient ordinairement à l'état

liquide, combiné avec l'eau. Il est incolore et inodore; il rougit la teinture de tournesol, et ne détruit point les couleurs. Soumis à l'action du *calorique*, il se concentre, et se volatilise à la température de 140°. Il n'est point décomposé par la lumière. Les acides *sulfureux*, *hydro-chlorique* et *hydro-sulfurique* n'exercent aucune action sur lui : ce qui le distingue de l'acide chlorique. Il forme avec les oxydes métalliques des *chlorates oxygénés*. Il n'a point d'usages.

Composition. En décomposant le chlorate oxygéné de potasse par le feu, on obtient tout l'oxygène contenu dans l'acide chlorique oxygéné et dans la potasse : en retranchant la portion d'oxygène qui constitue la potasse, de la quantité totale, on connaît celui qui fait partie de l'acide chlorique oxygéné : c'est par ce moyen que l'on est parvenu à prouver que cet acide est formé d'un atome de chlore et de sept atomes d'oxygène, ou, ce qui revient au même, de 100 parties de chlore et de 155,54 d'oxygène en poids.

Poids d'un atome d'acide chlorique oxygéné. Il est de 11,5, somme du poids d'un atome de chlore et de sept atomes d'oxygène.

Préparation. On introduit dans une cornue de verre une partie de *chlorate oxygéné de potasse* (composé de potasse et d'acide chlorique oxygéné (voy. *Extraction du deutoxyde de chlore*, page 190); on le mêle avec son poids d'acide sulfurique étendu d'un tiers d'eau; on élève la température jusqu'à 140°; il se dégage d'abord de l'eau, puis des vapeurs blanches d'acide chlorique oxygéné qui se condensent dans le récipient. L'acide ainsi obtenu contient un peu d'acide sulfurique et d'acide hydro-chlorique; on sépare le premier avec l'eau de baryte, et le second avec l'oxyde d'argent.

De l'acide hypo-nitreux.

155. M. Gay-Lussac a été conduit, dans ces derniers temps, à admettre l'existence d'un nouvel acide, composé d'oxygène et d'azote, qui porte le nom d'acide *hypo-nitreux;* il n'a jamais été obtenu seul. Voici les faits à l'aide desquels M. Gay-Lussac a établi son existence : que l'on introduise dans une éprouvette remplie de mercure un peu d'eau alcaline, 400 parties de gaz deutoxyde d'azote et 100 parties de gaz oxygène en volume : ce dernier gaz se combine avec tout le gaz deutoxyde, et forme de l'acide hypo-nitreux qui est absorbé sur-le-champ par l'eau alcaline, en sorte qu'il ne reste plus de gaz dans la cloche. Or, 400 parties de gaz deutoxyde contiennent 200 d'azote et 200 d'oxygène en volume : donc le nouvel acide est formé de 200 d'azote et de 300 d'oxygène; ou bien, de 100 d'azote et de 150 d'oxygène en volume. Si l'on réfléchit maintenant que l'acide nitreux, qui était regardé comme le moins oxygéné des acides formés par l'azote, contient 100 d'azote et 200 d'oxygène en volume, on sera forcé d'admettre l'existence de l'acide *hypo-nitreux*, ou d'un acide contenant moins d'oxygène que l'acide nitreux.

M. Gay-Lussac pense que c'est encore l'acide *hypo-nitreux* qui se produit lorsqu'on laisse pendant long-temps une dissolution de potasse avec le gaz deutoxyde d'azote : c'est qu'alors ce gaz est décomposé et transformé en protoxyde d'azote et en acide hypo-nitreux : celui-ci s'unit à la potasse, et l'on obtient des cristaux d'*hypo-nitrite de potasse.*

Il semblerait au premier abord, que l'on pourrait dégager l'acide hypo-nitreux en versant de l'acide sulfurique sur un hypo-nitrite : l'expérience prouve cependant que cela n'a pas lieu : en effet, l'acide sulfurique s'empare de la potasse; mais l'acide *hypo-nitreux* est décomposé sur-le-champ et

transformé en deutoxyde d'azote qui se dégage, et en acide nitreux qui reste en dissolution.

Suivant M. Dulong, l'acide hypo-nitreux est composé de 100 parties d'oxygène et de 59,01 d'azote en poids. Si on le considère comme formé de trois atomes d'oxygène, qui pèsent 3, et d'un atome d'azote, dont le poids est 1,75, on le trouvera composé de 100 d'oxygène et de 58,35 d'azote.

Poids d'un atome d'acide hypo-nitreux. Il est de 4,75, somme du poids d'un atome d'azote et de trois atomes d'oxygène.

De l'acide nitreux sec (privé d'eau).

156. Cet acide est constamment le produit de l'art; il a été remarqué pour la première fois par M. Berzélius, étudié ensuite par M. Gay-Lussac; enfin, M. Dulong en a fait l'objet d'un travail très intéressant.

A la pression et à la température ordinaires, il se présente constamment sous la forme d'un liquide dont la couleur varie suivant la température; il est jaune orangé entre les limites de 15° à 28°+0 (thermomètre centigrade); il est jaune fauve à 0°; il est presque incolore à — 10°; il est sans couleur à — 20°; au-dessus de 28°+0 il devient rouge, et cette couleur est encore plus foncée si on élève davantage sa température; sa pesanteur spécifique est de 1,451; il est doué d'une saveur caustique très forte et d'une odeur désagréable; il tache la peau en jaune.

157. Il entre en ébullition à la température de 28°, la pression de l'air étant égale à 76 centimètres de mercure, et il se transforme en gaz acide nitreux d'un rouge très foncé, qui paraît sous la forme de vapeurs que l'on appelle *rutilantes*, et dont il ne faut qu'une petite quantité pour colorer les différents gaz. Soumis à un froid artificiel de

— 10°, il se congèle en une masse blanche parfaitement transparente qui répand des vapeurs orangées lorsqu'on la met en contact avec l'air dont la température est à 4° ou 5°—0 (1).

En le faisant passer à travers des fils de fer ou de cuivre très fins, chauffés jusqu'au rouge, il se décompose, cède son oxygène à l'un ou à l'autre de ces métaux, et il se dégage du gaz azote ; on obtient à peine du gaz hydrogène : ce qui prouve *que cet acide ne renferme pas d'eau.*

Il n'agit point sur le gaz *oxygène* sec; il se borne à le colorer; mais si on ajoute de l'eau au mélange, il absorbe l'oxygène et se transforme en acide nitrique.

Il agit sur les différents corps simples et composés avides d'oxygène, comme l'acide nitrique (*voyez* § 162), mais l'action qu'il exerce est encore plus vive.

158. Lorsqu'on l'agite avec une grande quantité d'*eau*, il se décompose, perd une grande quantité de gaz nitreux qui se volatilise, et passe à l'état d'acide nitrique blanc. Si, au contraire, on verse un peu de cet acide goutte à goutte dans une masse d'*eau*, le mélange acquiert une couleur verte foncée, sans qu'il se dégage d'acide nitreux (deutoxyde d'azote). Voici ce qui se passe dans ce cas : une partie d'acide nitreux sec se décompose en acide nitrique qui se dissout dans l'eau, et en gaz nitreux qui se combine avec l'autre portion d'acide sec non décomposé; en sorte que le mélange vert doit être considéré comme formé, 1° d'acide nitrique blanc, 2° d'acide nitreux sec combiné avec du gaz nitreux. Enfin si l'on verse dans une quantité déterminée d'*eau* diverses portions d'acide nitreux sec, on

(1) Nous avons constaté ce phénomène avec de l'acide nitreux privé d'eau, préparé en décomposant le nitrate de plomb.

remarque d'abord que le mélange se colore en bleu verdâtre, et il se dégage beaucoup de gaz nitreux; puis il passe au vert, qui devient de plus en plus foncé, et le dégagement de gaz nitreux diminue; enfin, il devient jaune orangé, et alors il ne se dégage plus de gaz nitreux. *Vice versâ*, si on prend de l'acide nitreux liquide sec, jaune orangé, et qu'on y verse de l'eau, il passera successivement au vert foncé, au vert clair, au bleu, au bleu verdâtre, et enfin au blanc, si on a mis assez d'eau : dans cette expérience, le dégagement du gaz nitreux (deutoxyde d'azote) ira toujours en diminuant de plus en plus. Il suit de tout ce qui vient d'être établi qu'on ne doit considérer comme de l'acide nitreux pur que celui qui est jaune orangé, et qui ne contient pas d'eau; les variétés bleues, vertes ou jaunes orangées, qui ont été préparées en ajoutant de l'eau à l'acide anhydre, sont formées par une plus ou moins grande quantité d'acide nitrique, d'eau, d'acide nitreux et de gaz nitreux.

159. Lorsqu'on mêle l'acide nitreux liquide sans eau avec l'acide sulfurique concentré ou même un peu délayé, à une température peu élevée, on obtient des prismes quadrilatères allongés, qui sont assez volumineux; ces cristaux, formés par les deux acides, donnent, lorsqu'on les met dans de l'eau, du gaz acide nitreux. Cet acide est sans usages; respiré pur, il irrite fortement la poitrine, détermine un sentiment pénible de constriction, suivi très promptement de la mort.

Composition. Lorsqu'on décompose l'acide nitreux en le faisant passer à travers un fil de fer incandescent (*v.* § 157), et que l'on détermine le poids de l'oxygène qui s'est fixé sur le fer, et celui de l'azote obtenu à l'état de gaz, on voit que cet acide est formé de 100 parties d'azote et de 227,78 d'oxygène, d'après M. Dulong. Si on calcule sa composition d'après la théorie des atomes, et qu'on le suppose formé d'un atome d'azote (dont le poids est 1,75), et de 4 atomes

d'oxygène (dont le poids est 4), on le trouvera formé de 100 d'azote et de 228,52 d'oxygène (1).

Poids d'un atome d'acide nitreux. Il est de 5,75, somme du poids d'un atome d'azote et de 4 atomes d'oxygène.

Préparation. On introduit dans une cornue de verre lutée du nitrate de plomb parfaitement desséché (2); le col de la cornue se rend dans un ballon vide, bitubulé, dont l'une des tubulures, munie d'un bouchon percé, donne passage à un tube de sûreté recourbé qui va se rendre au fond d'une éprouvette vide, entourée d'un mélange réfrigérant fait avec du sel et de la glace; on lute les jointures, et on chauffe graduellement la cornue disposée sur un fourneau à réverbère; on ne tarde pas à observer des vapeurs rougeâtres; une portion de l'acide nitreux se condense dans le récipient en un liquide jaune; une autre portion, d'une couleur blanchâtre, se solidifie dans l'éprouvette, et il se dégage du gaz oxygène; enfin, il reste dans la cornue du protoxyde de plomb jaune. On voit évidemment que l'acide nitrique du nitrate desséché a été décomposé en oxygène et en acide nitreux anhydre.

De l'acide nitrique ou azotique (eau forte).

L'acide nitrique n'a jamais été trouvé pur dans la nature; on le rencontre combiné avec la chaux, la potasse, la soude et la magnésie. Il est composé d'azote et d'oxygène; cependant il nous sera commode, dans plusieurs circonstances, de le regarder comme formé de protoxyde d'azote

(1) M. Dulong pense, toutefois, que l'acide nitreux est formé de 100 parties d'oxygène et de 35,42 d'azote.

(2) Ce nitrate est formé de protoxyde de plomb et d'acide nitrique; et celui-ci peut être considéré comme un composé d'acide nitreux et d'oxygène.

et d'oxygène, ou bien de deutoxyde d'azote et d'une moindre quantité d'oxygène, ou bien encore de gaz acide nitreux et d'une plus petite quantité d'oxygène. On n'a jamais pu l'obtenir privé d'eau; dans son plus grand état de concentration, il est formé de 75,059 d'acide sec, et de 24,941 d'eau en poids.

160. Il est liquide, incolore, transparent, doué d'une odeur particulière désagréable et d'une saveur excessivement acide; il rougit l'*infusum* de tournesol avec la plus grande énergie, et tache la peau en *jaune* avant de la désorganiser; sa pesanteur spécifique, lorsqu'il est très concentré, est de 1,554.

161. A la *température* de 150° thermomètre centigrade, l'acide nitrique entre en ébullition et donne des vapeurs qui, étant condensées dans un récipient, constituent l'acide nitrique distillé; mais si, à l'aide d'un appareil convenable, on fait passer ces vapeurs à travers un tube de porcelaine ou de verre luté et incandescent, on les décompose, et l'on obtient du gaz deutoxyde d'azote et du gaz oxygène : ces deux gaz se combinent de nouveau pour former du gaz acide nitreux lorsque la température est sensiblement diminuée. Exposé à un froid de 50° à 55°—0°, l'acide nitrique le plus concentré peut être gelé, comme il résulte des expériences faites en l'an 6 par M. Vauquelin : alors il jaunit, acquiert la consistance du beurre, et laisse dégager quelques vapeurs orangées. La *lumière* solaire décompose en partie l'acide nitrique; la portion décomposée se transforme en gaz oxygène qui se dégage, et en gaz acide nitreux qui reste dissous dans l'acide nitrique non décomposé, et qu'il colore d'abord en jaune, puis en orangé foncé.

162. Le gaz *oxygène* n'exerce aucune action sur cet acide. La majeure partie des corps simples non métalliques précédemment étudiés décomposent l'acide nitrique, et lui enlèvent d'autant plus d'oxygène, que leur affinité pour cet agent est plus forte, la température plus élevée, et que

l'acide est plus concentré. Si l'on fait passer ensemble et avec précaution de la vapeur d'acide nitrique et un excès de *gaz hydrogène* dans un tube de porcelaine rouge, on obtient de l'eau et du gaz azote ; si la quantité du gaz hydrogène employé est moindre, il n'en résulte que de l'eau et du gaz deutoxyde ou protoxyde d'azote. En chauffant doucement une fiole dans laquelle on a mis du *bore* et de l'acide nitrique, il se forme de l'acide borique, et l'acide nitrique se trouve réduit à de l'azote, ou à du gaz protoxyde ou deutoxyde d'azote.

Propriétés essentielles. 1° En substituant le *charbon* au bore, on obtient du gaz acide carbonique et du gaz deutoxyde d'azote incolore; mais celui-ci ne tarde pas à absorber l'oxygène de l'air, passe à l'état de gaz acide *nitreux* orangé; en sorte que la fiole se trouve remplie par des vapeurs de cette couleur. Parmi les acides incolores, l'acide nitrique seul donne des vapeurs *orangées* lorsqu'il est chauffé avec le charbon pulvérisé. 2° L'action du *phosphore* sur l'acide nitrique est analogue à celle du bore et du charbon; seulement elle est plus vive, parce que le phosphore fond avec la plus grande facilité et présente plus de surface; il en résulte de l'acide phosphorique et du gaz azote ou deutoxyde d'azote. 3° Le *soufre*, chauffé avec cet acide, passe à l'état d'acide sulfurique, et il se dégage du gaz deutoxyde d'azote: ce corps simple agit avec moins d'énergie sur l'acide nitrique que ceux dont nous venons de parler.

163. L'acide nitrique agit à peine sur le *sélénium* à froid; mais à une température élevée il le dissout avec rapidité, se décompose, lui cède de l'oxygène, et le transforme en acide *sélénique*, qui peut être obtenu sous la forme de cristaux prismatiques, en laissant refroidir lentement la liqueur.

L'*iode* n'exerce aucune action à froid sur l'acide nitrique; si on élève la température, il se volatilise sous la forme de vapeurs violettes, et l'acide n'est point décomposé. Le

chlore et l'*azote* n'agissent point sur cet acide. Exposé à l'*air humide*, il répand des vapeurs blanches.

164. Lorsqu'on mêle une partie d'*eau* et deux parties d'acide nitrique concentré, la température s'élève de 40° à 46° th. cent.; en ajoutant une plus grande quantité d'eau, la température baisse : dans tous les cas, l'acide se trouve affaibli, et peut être ramené à son degré primitif de concentration par la chaleur. Le gaz *oxyde de carbone* et l'*oxyde de phosphore* enlèvent une certaine quantité d'oxygène à l'acide nitrique. Lowitz a mis cette propriété à profit pour priver le phosphore d'une certaine quantité d'oxyde : en effet, si l'on traite ce phosphore en partie oxydé par l'acide nitrique, les molécules oxydées se trouvant très divisées, sont plutôt attaquées par l'acide, et transformées en acide phosphorique que celles du phosphore pur.

Le gaz *deutoxyde d'azote* exerce sur lui une action remarquable. Si l'on fait arriver pendant plusieurs jours ce gaz bulle à bulle dans de l'acide nitrique pur, très concentré et à la température ordinaire, on remarque que celui-ci est en partie décomposé ; la liqueur devient bleue, passe ensuite au vert, et, si l'opération est continuée, finit par devenir jaune orangée. Ces liquides, diversement colorés, sont formés par une plus ou moins grande quantité d'acide nitrique, d'eau, d'acide nitreux et de gaz nitreux (deutoxyde d'azote.)

Théorie. L'acide nitrique décomposé peut être considéré comme formé

d'acide nitreux + oxygène.

On y fait arriver du gaz . . . . deutoxyde d'azote.

Ce gaz s'empare de l'oxygène, au-dessous duquel nous l'avons placé, ramène l'acide nitrique à l'état d'acide nitreux, et y passe lui-même ; l'acide nitreux résultant reste uni avec l'eau, avec l'acide nitrique non décomposé, et avec une partie du gaz nitreux ajouté.

165. Les acides *borique*, *carbonique* et *phosphorique* sont sans action sur l'acide nitrique. L'acide *sulfurique* concentré le décompose à la température de cent et quelques degrés, s'empare de son eau, et l'acide nitrique, ne pouvant pas rester seul, se transforme en gaz acide nitreux et en gaz oxygène : l'expérience peut être faite en mêlant dans une cornue 4 parties d'acide sulfurique et une d'acide nitrique. Les acides *phosphoreux* et *sulfureux*, chauffés avec l'acide nitrique, se combinent avec une portion de son oxygène, et passent à l'état d'acides phosphorique et sulfurique. L'acide nitrique, versé dans une dissolution concentrée d'acide *iodique*, forme des cristaux rhomboïdaux aplatis, composés de deux acides. Raimond Lulle découvrit l'acide nitrique en 1225.

Usages. Il est employé pour dissoudre les métaux, pour laver les boiseries, pour teindre la soie en jaune, pour faire des dessins jaunes sur la soie teinte en bleu ou en rouge, comme réactif, etc. Il a été regardé pendant quelque temps comme un puissant anti-vénérien, et administré comme tel à la dose de 1 à 4 gros par jour dans une pinte d'eau; mais l'expérience n'a pas tardé à prouver qu'il était inférieur à un très grand nombre d'autres préparations anti-vénériennes. Il entre dans la composition de la pommade oxygénée, que l'on a également préconisée comme anti-vénérienne (voy. *Graisse*). Uni à l'alcool, il constitue l'esprit de nitre dulcifié : du reste, il peut être utile dans tous les cas où nous avons conseillé les acides (*voy.* § 126).

C'est, parmi les acides, celui qui donne le plus souvent lieu à l'empoisonnement; les symptômes qu'il détermine sont les mêmes que ceux qui sont développés par les autres substances corrosives et âcres; mais il colore souvent en jaune la peau des lèvres et quelques parties du canal digestif; cependant ce caractère manque quelquefois, surtout dans l'estomac, dont les membranes fortement en-

flammées offrent une couleur rouge de sang. Parmi les remèdes proposés pour neutraliser l'acide et combattre l'empoisonnement, le plus efficace et le moins dangereux est la magnésie calcinée et délayée dans une grande quantité d'eau : en effet, elle forme avec l'acide un nitrate qui exerce à peine de l'action sur l'économie animale. On peut, à défaut de magnésie, employer avec succès l'eau de savon, le carbonate de chaux, les yeux d'écrevisse, etc. (*Voy.* notre *Toxicologie générale*, tom. 1er, 3e édition.)

Composition. Il est parfaitement prouvé que 133 parties de gaz deutoxyde d'azote, en volume, sont transformées en acide nitrique lorsqu'on les met en contact avec 100 parties d'oxygène en volume; mais 133 volumes de gaz deutoxyde d'azote se composent de 66,66 volumes d'azote et de 66,66 volumes d'oxygène : donc, l'acide nitrique est formé de 66,66 volumes d'azote et de 166,66 d'oxygène, ou, en représentant le volume d'azote par 1, d'un volume d'azote et de 2 ½ volumes d'oxygène, ou de 100 d'azote, et de 285,70 d'oxygène. En calculant la composition de cet acide d'après la théorie des atomes, et en admettant qu'il est formé d'un atome d'azote (dont le poids est 1,75) et de 5 atomes d'oxygène (qui pèsent 5), on le trouve composé de 100 d'azote et de 285,65 d'oxygène.

Poids d'un atome d'acide nitrique. Il est de 6,75, somme du poids d'un atome d'azote et de cinq atomes d'oxygène.

166. *Préparation.* On prépare l'acide nitrique dans les laboratoires, en mettant dans une cornue 16 parties de nitrate de potasse et 15 parties d'un mélange fait avec 10 parties d'acide sulfurique concentré et 5 parties d'eau; on adapte à la cornue une allonge, et à celle-ci un récipient bitubulé, dont une des tubulures sert à donner passage à un tube de sûreté recourbé, propre à recueillir les gaz; on lute toutes les jointures, et on chauffe graduellement la cornue disposée à feu nu sur un fourneau muni de son

laboratoire. Voici les phénomènes et les produits de cette opération : on obtient bientôt des vapeurs blanches composées d'acide nitrique et d'eau, qui se condensent dans le ballon ; quelque temps après il se produit de l'acide nitreux, qui paraît sous forme de vapeurs d'un rouge foncé, et il se dégage du gaz oxygène : il reste dans la cornue du sulfate de potasse plus ou moins acide. — *Théorie*. Si l'on suppose que le nitrate de potasse soit pur, l'acide sulfurique s'empare de la potasse et met à nu l'acide nitrique, qui se volatilise avec une certaine quantité d'eau. Le liquide aqueux diminue donc de plus en plus, et il arrive un moment où l'acide nitrique cède l'eau qu'il contient à l'acide sulfurique (§ 165) ; et comme cet acide ne peut pas exister seul, il est décomposé en gaz acide nitreux et en gaz oxygène. Si, au lieu de nitrate de potasse pur, on emploie celui du commerce, qui contient un peu d'hydro-chlorate de soude (composé de soude et d'acide hydro-chlorique), l'acide sulfurique s'empare à la fois de la potasse et de la soude; par conséquent les acides nitrique et hydro-chlorique sont mis à nu : or ces acides réagissent l'un sur l'autre et se décomposent de manière à former de l'eau, du chlore et de l'acide nitreux volatil (§ 171, *eau régale*).

Il résulte de ce qui vient d'être établi, que le produit liquide jaunâtre condensé dans le récipient à la fin de l'opération, est formé d'acide nitrique, de chlore, d'acide nitreux, d'eau, et d'une portion d'acide sulfurique qui s'est volatilisé. On le purifie en le chauffant lentement dans un appareil semblable au précédent, pour en séparer le chlore et le gaz acide nitreux; l'appareil ne tarde pas à se remplir de vapeurs rougeâtres, et l'acide contenu dans la cornue se décolore : alors il est formé d'acide nitrique, d'acide sulfurique et d'un peu de chlore. On suspend l'opération : on introduit dans la cornue du nitrate de baryte cristallisé et pur, et on procède de nouveau à la distillation : l'acide sulfurique se combine avec la baryte, forme un composé

fixe et insoluble, tandis que l'acide nitrique et le chlore se volatilisent. On distille encore cet acide sur du nitrate d'argent cristallisé, qui s'empare du chlore, et alors l'acide, débarrassé de toute matière étrangère, se volatilise et vient se condenser dans le récipient.

On prépare l'acide nitrique en grand, en chauffant le nitrate de potasse et l'acide sulfurique dans des tuyaux de fonte que l'on fait communiquer, à l'aide d'allonges, avec des fontaines de grès où l'acide est recueilli. On emploie 42 livres d'acide sulfurique et 95 livres de nitre, et l'on obtient du sulfate de potasse qui est à peine acide. Autrefois on le préparait avec le nitre et l'argile.

DES COMBINAISONS DU PHTORE AVEC LES CORPS SIMPLES PRÉCÉDEMMENT ÉTUDIÉS.

De l'acide hydro-phtorique (fluorique).

167. L'*acide hydro-phtorique* (*fluorique*) n'a jamais été trouvé dans la nature. Préparé par l'art, il se présente sous la forme d'un liquide incolore, d'une odeur très pénétrante, et d'une saveur caustique insupportable; il rougit l'*infusum* de tournesol avec beaucoup d'énergie; on ignore quelle est sa pesanteur spécifique.

Il entre en ébullition à environ 30°, et il ne se congèle pas à 40°—0. Le gaz oxygène et les substances *simples non métalliques* n'exercent sur lui aucune action. Exposé à l'*air*, il répand des vapeurs blanches très épaisses. L'*eau* se combine avec lui en toutes proportions; chaque goutte d'acide que l'on fait tomber dans ce liquide développe une chaleur telle, que l'on entend un bruit semblable à celui qui se produirait si l'on y plongeait un fer rouge, en sorte qu'il y aurait du danger à verser dans de l'eau une certaine quantité d'acide hydro-phtorique à la fois. Il n'agit point sur les *oxydes de carbone, de phosphore et d'azote*, ni sur

les *acides* précédemment étudiés. Si l'on soumet à l'action de la pile voltaïque l'acide *hydro-phtorique* liquide privé d'eau, il répand des vapeurs épaisses et se décompose; le gaz hydrogène se porte vers le pôle résineux, tandis que le phtore, attiré par le fluide vitré, se combine avec le fil de platine qui est à l'extrémité de ce pôle, le corrode, et forme une poudre couleur de chocolat, composée sans doute de phtore et de platine.

Schéele est le premier chimiste qui ait parlé de l'acide fluorique; mais il n'avait pas été obtenu concentré avant les recherches de MM. Gay-Lussac et Thénard. M. Ampère a indiqué qu'il était formé d'hydrogène et d'un autre corps, et M. Davy a fait un très grand nombre d'expériences à l'appui de cette assertion. Il est employé pour graver sur le verre (voyez *Verre.*).

Composition. Tout porte à croire que l'acide fluorique est composé d'hydrogène et de phtore; quelques chimistes pensent cependant qu'il est formé par ce corps et par l'oxygène.

Préparation (Pl. 10, fig. 63). On prend une cornue de plomb composée de deux pièces *A*,*B*, entrant à frottement l'une dans l'autre; on introduit dans la moitié *A* une partie de phtorure de calcium blanc, cristallisé, pur, passé au tamis (substance formée de phtore et de calcium, appelée encore *fluate de chaux*); on le délaie dans 2 parties d'acide sulfurique concentré; on adapte la moitié supérieure *B* à la partie inférieure *A*; le col de cette cornue se rend dans un récipient en plomb *E*, d'une forme particulière, que l'on entoure de glace et qui se termine par une très petite ouverture; on dispose l'appareil sur un fourneau; on lute les deux pièces de la cornue avec de la terre, et la jointure du col avec du lut gras; on chauffe lentement, pour ne pas opérer la fusion du plomb, et l'on obtient dans le récipient de l'acide hydro-phtorique liquide, tandis qu'il reste dans la cornue du sulfate de chaux; d'où

il suit que le phtorure de calcium et une portion de l'eau contenue dans l'acide sulfurique ont été décomposés; le phtore s'est uni à l'hydrogène de l'eau pour former de l'acide hydro-phtorique (fluorique), tandis que le calcium s'est combiné avec l'oxygène de ce liquide pour passer à l'état de chaux, qui reste dans la cornue combinée avec l'acide sulfurique. On démonte l'appareil pour en retirer l'acide et le conserver dans des flacons d'argent dont le bouchon est extrêmement poli. Il faut éviter, 1° l'emploi de vases de verre, dont la silice serait dissoute par l'acide; 2° celui de bouchons qui bouchent mal, car l'acide se dégagerait sous la forme de vapeurs; 3° enfin, le contact de ces vapeurs, qui sont excessivement caustiques.

De l'acide phtoro-borique (fluo-borique.)

168. Le gaz acide *phtoro-borique* est constamment un produit de l'art; il est incolore, doué d'une odeur piquante et suffocante, analogue à celle du gaz acide hydro-chlorique; il rougit l'*infusum* de tournesol avec énergie, et éteint les corps enflammés: sa pesanteur spécifique est de 2,3622 d'après Thomson. Il n'est altéré par aucun des fluides *impondérables*, ni par l'*oxygène*, ni par aucun des corps *simples* étudiés jusqu'ici.

Propriété essentielle. Exposé à l'air ou à l'action de tout autre gaz humide, il s'empare avec avidité de l'eau qu'ils contiennent, et produit des vapeurs excessivement épaisses, en sorte qu'il peut servir avec le plus grand succès pour déterminer si un gaz est sec ou humide.

L'*eau*, à la température et à la pression ordinaires, peut dissoudre, d'après M. John Davy, sept cents fois son volume de ce gaz, ce qui fait environ deux fois son poids; d'où il résulte qu'il est beaucoup plus soluble que le gaz acide *hydro-chlorique*. L'acide phtoro-borique liquide concentré est limpide, fumant et très caustique; il perd un cinquième

du gaz qu'il renferme lorsqu'on le chauffe. Les oxydes de *carbone*, de *phosphore* et d'*azote*, ainsi que les *acides* précédemment étudiés, n'agissent point sur lui. Il a été découvert en 1809 par MM. Gay-Lussac et Thénard. Il est sans usages.

Composition. On ne connaît pas encore les proportions de bore et de phtore qui constituent cet acide.

Préparation. On introduit dans une petite fiole de verre, et mieux de plomb, munie d'un tube recourbé, 2 parties de phtorure de calcium pur en poudre, et une partie d'acide borique vitrifié et pulvérisé; on les mêle intimement avec 12 parties d'acide sulfurique concentré, et on chauffe : quelques minutes après, le gaz se dégage et va se rendre sous des cloches remplies de mercure; on ne le recueille que lorsqu'il répand dans l'air des vapeurs excessivement épaisses, et il n'est pur que lorsqu'il est entièrement absorbé par l'eau. — *Théorie.* L'acide borique est décomposé; le bore s'unit au phtore et produit le gaz dont nous parlons, tandis que l'oxygène se porte sur le calcium, et forme de la chaux qui reste combinée avec l'acide sulfurique.

DES COMBINAISONS DE L'HYDROGÈNE AVEC LES CORPS SIMPLES PRÉCÉDEMMENT ÉTUDIÉS.

Les composés dont nous devons étudier les propriétés sont au nombre de neuf; cinq sont acides, savoir, l'acide hydro-chlorique, l'acide hydro-bromique, l'acide hydriodique, l'acide hydro-sélénique, et l'acide hydro sulfurique : on les a désignés sous le nom général d'*hydracides*; les quatre autres sont les gaz hydrogène carboné, hydrogène proto et deuto-phosphoré, enfin le gaz hydrogène azoté (ammoniac). Nous allons commencer par les premiers, afin de ne pas interrompre la série des acides formés par les corps simples non métalliques.

De l'acide hydro-chlorique (muriatique).

L'acide hydro-chlorique se rencontre dans un assez grand nombre d'eaux thermales de l'Amérique, mais il se trouve principalement combiné avec des oxydes métalliques à l'état d'hydro-chlorate. Séparé des substances qui peuvent le fournir, il est gazeux.

Gaz acide hydro-chlorique.

169. Il est incolore, transparent, élastique, doué d'une odeur suffocante, et d'une saveur âcre, caustique; il rougit fortement l'*infusum* de tournesol et éteint les bougies : avant que la flamme disparaisse, la partie supérieure devient verdâtre. Sa pesanteur spécifique est de 1,28472 d'après Thomson.

Il n'est point décomposé par le *calorique*. Lorsqu'il est comprimé par sa propre atmosphère dans un tube hermétiquement fermé, il se liquéfie comme le chlore (*v.* § 84.). Il réfracte la *lumière;* son pouvoir réfringent est de 1,527 (Dulong). Soumis à un courant d'étincelles *électriques*, il est décomposé en hydrogène et en chlore gazeux. Quelle que soit sa température, il est sans action sur le gaz *oxygène* et sur les substances *simples non métalliques* pures. Une mesure de *charbon* de buis absorbe 85 mesures de gaz acide hydro-chlorique.

Propriétés essentielles. 1° Exposé à l'air humide, il se combine avec l'eau suspendue dans l'atmosphère, et répand des vapeurs blanches assez épaisses, douées d'une odeur piquante. 2° Si l'on débouche un flacon rempli de gaz acide hydro-chlorique, après l'avoir plongé perpendiculairement dans de l'*eau* contenue dans une terrine, le liquide s'élance avec force dans le flacon, dissout en un clin d'œil la totalité du gaz, et remplit le flacon. Un mor-

ceau de glace introduit dans une cloche pleine de ce gaz est fondu avec autant de rapidité que par des charbons rouges, et le gaz se trouve absorbé en quelques instants. On a prouvé que l'eau, à la température de 10° et à la pression de 28 pouces de mercure, pouvait dissoudre 464 fois son volume de gaz acide hydro-chlorique, ou les $\frac{77}{100}$ de son poids. Ainsi dissous dans l'eau, il constitue l'acide hydro-chlorique liquide incolore, dont la pesanteur spécifique, d'après M. Thomson, est de 1,203 lorsqu'il a été saturé à 15°,5. Exposé à l'air, cet acide liquide concentré perd une portion de gaz et répand des vapeurs blanches; il en perd davantage lorsqu'on le chauffe : dans l'un et l'autre cas, il s'affaiblit.

Les oxydes de *carbone*, de *phosphore* et *d'azote* sont sans action sur le gaz acide hydro-chlorique; il en est de même des acides *borique*, *carbonique*, *phosphorique* et *phosphoreux*.

170. L'acide *sulfurique* très concentré, mêlé avec l'acide hydro-chlorique liquide également très concentré, s'empare de l'eau qu'il renferme; la température s'élève, et il en résulte une vive effervescence due au dégagement du gaz acide hydro-chlorique. L'acide *iodique* le décompose sur-le-champ, en se décomposant lui-même; l'oxygène de l'un s'empare de l'hydrogène de l'autre, tandis que l'iode se combine avec le chlore. Le *protoxyde de chlore* et *l'acide chlorique* décomposent cet acide à froid; l'oxygène se porte sur l'hydrogène de l'acide hydro-clorique, forme de l'eau, tandis que le chlore des deux acides est mis à nu. *Propriété essentielle.* L'acide hydro-chlorique précipite le nitrate d'argent en blanc : le chlorure d'argent déposé est blanc, et insoluble dans l'acide nitrique (*v.* § 229) (1).

---

(1) L'acide sulfo-sinapique donne également avec le nitrate

171. L'action de l'acide *nitrique* sur ce corps est très importante. Si les deux acides sont affaiblis, ils ne font que se mêler à froid; mais s'ils sont concentrés, ils se décomposent en partie, même à froid, soit qu'on les emploie à l'état liquide, ou que l'acide hydro-chlorique soit à l'état de gaz, et il en résulte un acide liquide d'un rouge jaunâtre, connu depuis long-temps sous le nom d'*eau régale*, parce qu'il dissout l'or, que l'on appelait autrefois le *roi des métaux*. Les produits de cette décomposition sont de l'eau, du chlore et de l'acide nitreux.

Théorie. L'acide nitrique est formé

	d'oxygène	+	acide nitreux.
L'acide hydro-chlorique est composé.	d'hydrogène	+	chlore.

L'oxygène de l'un se combine avec l'hydrogène de l'autre, et forme de l'eau; une partie du chlore mis à nu se dégage à l'état de gaz, l'autre partie reste dans le liquide; il en est de même de l'acide *nitreux;* mais la quantité de cet acide qui reste en dissolution dans le liquide est d'autant plus grande, que l'on a employé plus d'acide nitrique; d'où il résulte que l'eau régale est formée d'acide nitreux, de chlore, d'eau, et des acides nitrique et hydro-chlorique non décomposés. Le gaz acide *nitreux* n'exerce aucune action sur l'acide hydro-chlorique. La découverte de cet acide paraît être due à *Glauber*.

Usages. On l'emploie pour faire l'eau régale et plusieurs hydrochlorates, pour analyser un très grand nombre de minéraux, et pour séparer la chaux de l'indigo que l'on retire du pastel, etc. On s'en sert en médecine, 1° dans tous les cas où les acides sont indiqués; 2° pour préparer

---

d'argent un précipité blanc, insoluble dans l'acide nitrique. (V. § 553, les caractères de ce précipité.)

des pédiluves irritants ; 3° comme topique dans la gangrène scorbutique des gencives, et des parois de la bouche, dans l'angine couenneuse pharyngienne, et laryngo-trachéale asthénique : on le mêle à cet effet avec trois ou quatre fois son poids de miel, et on applique une petite quantité du mélange à l'aide d'un pinceau fait avec du linge effilé; 4° on l'emploie encore dans ces mêmes maladies, sous la forme de gargarisme : dans ce cas, il doit être étendu d'eau; 5° enfin, on prétend avoir traité la teigne avec succès, à l'aide d'un onguent fait avec l'axonge et l'acide hydro-chlorique.

172. *Composition.* Puisqu'on obtient deux volumes d'acide hydro-chlorique en combinant un volume de chlore et un volume d'hydrogène, il est évident, 1° que les deux gaz s'unissent sans aucune contraction apparente; 2° que l'acide hydro-chlorique est formé de parties égales de chlore et d'hydrogène en volume; 3° que sa densité est égale à la moitié de la somme de celle du chlore et de l'hydrogène. Si on réduit les volumes en poids, on aura 1 d'hydrogène, et 36,02 de chlore. En supposant, avec M. Thomson, que l'acide hydro-chlorique est formé d'un atome d'hydrogène (dont le poids est 0,125) et d'un atome de chlore (dont le poids est 4,5), on le trouvera composé d'une partie d'hydrogène et de 36 parties de chlore en poids.

Poids d'un atome d'acide hydro-chlorique. Il est de 4,625, somme du poids d'un atome d'hydrogène et d'un atome de chlore.

173. *Préparation.* On met dans une fiole, à laquelle on adapte un tube recourbé, du sel gris, qui est principalement formé d'hydrochlorate de soude; on y ajoute un peu d'acide sulfurique concentré, qui s'empare de la soude, et met à nu le gaz acide hydro-chlorique, que l'on recueille sur le mercure après avoir laissé passer les premières portions qui contiennent de l'air. Pour obtenir cet acide liquide, on se sert de l'appareil que nous avons dé-

crit en parlant du chlore (*voy.* pl. 9, fig. 57); on introduit dans le matras *D* 10 livres *de sel gris*, et dans les flacons *A*, *B*, 8 livres d'eau distillée; on met un peu d'eau dans le vase *F*, afin de condenser les matières étrangères; on lute toutes les jointures, et on verse peu à peu, par le tube *VE*, 7 livres et demie d'acide sulfurique étendu du tiers de son poids d'eau; le gaz se dégage sur-le-champ, et se dissout dans l'eau des divers flacons: ce n'est qu'au bout de quelques heures, lorsque tout l'acide a été versé, que l'on doit élever la température, et chauffer jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus rien. Si l'opération est conduite comme nous venons de le dire, on obtient 12 livres d'acide hydro-chlorique liquide concentré, incolore, et l'eau du premier flacon *F* ne se colore en jaune que vers la fin: ce phénomène est dû à la formation d'une huile animale jaune produite par la décomposition du mucus contenu dans le sel de la mer. Si l'on chauffe le mélange dans le commencement, la décomposition du mucus a lieu plus tôt et l'eau du premier flacon ne tarde pas à se colorer. Si l'on a pris, au lieu de *sel gris*, du sel des *salpêtriers*, qui contient des nitrates, *tandis que le sel gris n'en renferme pas*, on obtient, outre l'acide hydro-chlorique, du chlore et de l'acide nitreux qui colorent également l'acide en jaune (1). Enfin, si le lut employé pour réunir les diverses parties de l'appareil a été préparé avec de l'argile ferrugineuse, l'acide hydro-chlorique contiendra du peroxyde de fer, qui le colorera fortement en jaune rougeâtre. Dans tous les cas, aussitôt qu'il ne se dégage plus de gaz, on doit verser de l'eau bouillante dans le matras *D*, afin de dissoudre et de retirer le sulfate de soude formé, qui, sans cela, s'attacherait fortement à ses parois.

---

(1) Si toutefois le sel des salpêtriers avait été préalablement fondu, les nitrates se seraient trouvés décomposés, et l'acide ne contiendrait ni chlore ni acide nitreux.

De l'acide hydro-bromique.

174. L'acide hydro-bromique, découvert en 1826, par M. Balard, existe dans la nature combiné avec la magnésie (voy. *Brôme*, p. 137). Il est sous la forme d'un gaz incolore, très acide, d'une odeur piquante, provoquant fortement la toux, indécomposable par la chaleur et sans action sur l'oxygène.

Propriété essentielle. Le chlore le décompose, s'empare de son hydrogène, et le brôme se sépare sous forme de vapeur rutilantes qui se déposent en partie en gouttelettes.

L'eau dissout très bien le gaz acide hydro-bromique; ce *solutum* est décomposé par le chlore comme le gaz; l'acide nitrique cède une portion de son oxygène à l'hydrogène et met le brôme à nu.

Composition. Lorsqu'on décompose un volume de gaz hydro-bromique par le potassiun ou l'étain, on obtient un volume d'hydrogène, qui est la moitié de celui de l'acide employé; d'où il suit qu'il est composé de volumes égaux d'hydrogène et de brôme sans condensation.

Préparation. On obtient le gaz hydro-bromique en humectant légèrement un mélange de brôme et de phosphore; l'eau est décomposée, l'hydrogène s'unit au brôme et l'oxygène au phosphore. Pour préparer l'acide liquide, on fait passer du gaz acide hydro-sulfurique dans une éprouvette contenant de l'eau et du brôme; celui-ci s'empare de l'hydrogène de l'acide, passe à l'état d'acide hydro-bromique, et le soufre se précipite. Il n'a point d'usages.

De l'acide hydriodique.

175. L'acide hydriodique, découvert en 1814 par M. Gay-Lussac, se présente sous la forme d'un gaz incolore dont l'odeur ressemble à celle du gaz acide hydro-chlorique; sa saveur est très acide, piquante et astringente; sa pesanteur spécifique est de 4,3403; il rougit l'*infusum* de tour-

nesol et éteint les corps enflammés. Il se décompose en partie à une *température* rouge; mais sa décomposition est complète s'il est mêlé avec le gaz *oxygène :* alors il se forme de l'eau, et l'iode est mis à nu.

Propriété essentielle. Le *chlore* et le *brôme* le décomposent sur-le-champ, lui enlèvent l'hydrogène, avec lequel ils produisent des acides hydro-chlorique ou hydrobromique, et l'iode paraît sous la forme de belles vapeurs pourpres qui se précipitent peu à peu, et qui se redissolvent dans un excès de chlore ou de brôme.

L'*eau* dissout une très grande quantité de ce gaz, et constitue l'acide liquide. Cet acide, comme l'acide sulfurique, perd une portion de son eau et se concentre par l'action de la chaleur; au-delà de 125° th. c., il commence à distiller, et il bout à 128°. Exposé à l'air, cet acide liquide, concentré, répand des vapeurs comme l'acide hydro-chlorique, se colore en rouge-brun, et s'altère : en effet, l'oxygène de l'air est absorbé par l'hydrogène, avec lequel il forme de l'eau; et l'iode, au lieu de se précipiter, se dissout dans la portion d'acide non décomposée et la colore; d'où il suit que l'*iode* a beaucoup d'affinité pour l'acide hydriodique. L'acide *sulfureux* ne lui fait éprouver aucune altération. L'acide *iodique* le décompose en se décomposant lui-même; il cède son oxygène à l'hydrogène de l'acide hydriodique pour former de l'eau, et l'iode appartenant aux deux acides se précipite. Les acides *sulfurique*, *nitrique* et *nitreux* concentrés le décomposent également et en précipitent l'iode. L'*eau oxygénée* décompose instantanément le gaz acide hydriodique; il se forme de l'eau, et il se précipite de l'iode. L'acide hydriodique est sans usages.

Composition. Lorsqu'on décompose un volume de gaz acide hydriodique, à l'aide du mercure, du chlore, etc., on trouve qu'il est formé d'un demi-volume d'hydrogène et d'un demi-volume de vapeur d'iode (la densité de la va-

peur de l'iode est de 8,695), ou, ce qui revient au même, de 100 d'iode et 0,814 d'hydrogène en poids. En calculant la composition de ce gaz d'après la *théorie des atomes*, et en supposant qu'il est formé d'un atome d'iode (dont le poids est 15,5) et d'un atome d'hydrogène (dont le poids est 0,125) on le trouvera formé de 100 d'iode et de 0,800 d'hydrogène en poids.

Poids d'un atome d'acide hydriodique. Il est de 15,625, somme du poids d'un atome d'iode et d'un atome d'hydrogène.

Préparation. On peut préparer ce gaz en mettant de l'iodure de phosphore, fait avec 16 parties d'iode et une partie de phosphore, dans une petite cornue à laquelle on a adapté un tube recourbé qui va se rendre sous des cloches pleines de mercure; on arrose avec un peu d'eau l'iodure, et l'on obtient du gaz acide hydriodique et du phosphore acidifié qui reste dans la cornue; d'où il suit que l'eau est décomposée; l'hydrogène se porte sur l'iode et l'oxygène sur le phosphore. On peut obtenir l'acide hydriodique *liquide* en faisant passer du gaz acide hydro-sulfurique dans une éprouvette contenant de l'eau et de l'iode: celui-ci décompose l'acide hydro-sulfurique, s'empare de l'hydrogène pour passer à l'état d'acide hydriodique, et le soufre se dépose. On laisse reposer le précipité, et on filtre la liqueur; ensuite on la chauffe pour en chasser l'excès d'acide hydro-sulfurique, et on la conserve à l'abri du contact de l'air.

De l'acide hydro-sélénique.

176. Il a été découvert en 1817 par M. Berzélius; il est incolore, d'une odeur semblable d'abord à celle du gaz acide hydro-sulfurique, mais qui devient ensuite piquante, astringente et très douloureuse; il est beaucoup plus soluble dans l'eau que le gaz acide hydro-sulfurique. La dissolution

a une saveur hépatique ; elle rougit le papier de tournesol, et donne à la peau une couleur brune qu'on ne peut pas enlever par l'eau. Le gaz acide hydro-sélénique est excessivement délétère. Il n'a point d'usages. On l'obtient en versant de l'acide hydro-chlorique étendu d'eau sur un composé de *sélénium* et de *potassium*, disposé dans une cornue munie d'un tube recourbé qui va se rendre sous des cloches pleines de mercure; l'eau se décompose, l'oxygène transforme le potassium en protoxyde, tandis que l'hydrogène s'unit au sélénium.

De l'acide hydro-sulfurique (hydrogène sulfuré).

L'acide hydro-sulfurique se trouve dans certaines eaux minérales; il se produit souvent dans les lieux où il y a des matières animales en putréfaction; enfin, il se rencontre dans les fosses d'aisance. Obtenu par l'art, il est gazeux.

177. *Gaz acide hydro-sulfurique.* Il est incolore, transparent, élastique, doué d'une odeur fétide très désagréable, analogue à celle des œufs pourris; il éteint les corps enflammés et rougit l'*infusum* de tournesol; il décolore une multitude de substances végétales, telles que la dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique, l'orseille, plusieurs décoctions, l'*infusum* de tournesol lui-même, qu'il rougit d'abord, etc. : dans toutes ces circonstances, la couleur est masquée et non détruite, puisqu'il suffit de volatiliser le gaz en le chauffant pour faire reparaître la couleur primitive. Sa pesanteur spécifique est de 1,1805, d'après Thomson.

Lorsqu'on le fait passer à travers un tube de porcelaine *rouge*, il est en partie décomposé en hydrogène et en soufre; il est probable qu'il le serait complétement, si on le soumettait à l'action d'un feu très vif. Lorsqu'il est comprimé par sa propre atmosphère dans un tube hermétiquement fermé, il se liquéfie comme le chlore (*voy.* § 84).

Lumière. Son pouvoir réfringent est de 2,187 (Dulong). Un courant d'étincelles *électriques*, suivant M. Henry, en sépare l'hydrogène, et il se précipite du soufre.

178. Le gaz *oxygène* n'agit pas sur lui à froid; mais si on élève la température, il s'empare à la fois de l'hydrogène, avec lequel il produit de l'eau, et du soufre, qu'il transforme en gaz acide sulfureux: cette expérience peut être faite dans l'eudiomètre à mercure. L'*hydrogène* et le *bore* sont sans action sur cet acide.

Une mesure de *charbon* de buis peut absorber 55 mesures de gaz acide hydro-sulfurique; lorsqu'on met le charbon ainsi imprégné en contact avec le gaz oxygène, celui-ci décompose l'acide hydro-sulfurique, s'empare de son hydrogène pour former de l'eau, et le soufre est mis à nu: ce phénomène est accompagné d'un grand dégagement de chaleur. Le *soufre* ne peut pas se combiner directement avec lui; il existe cependant un liquide de consistance oléagineuse, connu sous le nom d'*hydrure de soufre*, qui paraît résulter de la dissolutiou du soufre extrêmement divisé dans ce gaz acide.

Propriétés essentielles. 1° L'*iode* et le *brôme* le décomposent, s'emparent de son hydrogène pour former des acides hydriodique ou hydro-bromique, et mettent le soufre à nu. 2° Si l'on mêle à la température ordinaire parties égales en volume de *chlore* gazeux et de ce gaz, la décomposition a lieu sur-le-champ avec dégagement de calorique et sans lumière; il se forme de l'acide hydro-chlorique, et le soufre se précipite: si le chlore est plus abondant, on obtient, outre ces produits, une certaine quantité de chlorure de soufre. 3° Lorsqu'on approche une bougie allumée de l'ouverture d'une cloche remplie de gaz acide hydro-sulfurique, celui-ci s'enflamme, et les parois de la cloche ne tardent pas à être tapissées de soufre d'une couleur jaune; l'oxygène de l'air se combine de préférence avec l'hydrogène, forme de l'eau; il s'unit aussi avec une

portion de soufre, qu'il fait passer à l'état d'acide sulfureux; l'autre portion de soufre se dépose.

L'*azote* est sans action sur lui. L'*eau*, à la température ordinaire, peut dissoudre trois fois son volume de ce gaz, ce qui constitue l'acide hydro-sulfurique liquide. L'eau *oxygénée* le décompose et en précipite le soufre. Les acides *borique*, *carbonique* et *phosphorique* n'agissent point sur lui. Il décompose l'acide sulfurique *concentré* à toutes les températures; son hydrogène s'unit à une portion de l'oxygène de l'acide sulfurique pour former de l'eau, et il y a dégagement d'acide sulfureux et précipitation de soufre : ces phénomènes n'ont lieu qu'au bout d'un certain temps. L'acide sulfurique *affaibli* n'exerce aucune action sur l'acide hydro-sulfurique (Vogel).

Si l'on introduit dans une cloche placée sur le mercure 2 parties $\frac{1}{4}$ environ de gaz acide hydro-sulfurique, et une partie de gaz acide *sulfureux*, ces deux acides se décomposent sur-le-champ s'ils sont humides, et très lentement s'ils sont parfaitement secs; l'oxygène de l'acide sulfureux forme de l'eau avec l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique, et le soufre faisant partie de l'un et de l'autre de ces gaz se précipite. L'acide *sélénique* est décomposé par l'acide hydro-sulfurique, dont l'hydrogène se porte sur l'oxygène de l'acide sélénique pour former de l'eau, tandis que le soufre s'unit au sélénium, et donne un sulfure d'une couleur orange foncée.

Les acides *iodique*, *chlorique* et *nitreux* sont instantanément décomposés par l'acide hydro-sulfurique à la température ordinaire; ils cèdent leur oxygène en totalité ou en partie à l'hydrogène de l'acide hydro sulfurique : on obtient de l'eau, et le soufre se précipite. L'acide *nitrique* concentré et pur, est également décomposé par l'acide hydro-sulfurique; il se dégage du gaz deutoxyde d'azote (gaz nitreux), et il se précipite du soufre; la décomposition n'a pas lieu si l'acide est étendu de 3 parties d'eau.

Usages. Cet acide est employé dans les laboratoires pour distinguer les unes des autres plusieurs dissolutions métalliques, et quelquefois même pour en séparer les métaux. Son action sur l'économie animale est des plus nuisibles; il asphyxie et tue subitement les animaux qui le respirent, même lorsqu'il est mêlé avec beaucoup d'air. Suivant MM. Dupuytren et Thénard, il suffit de $\frac{1}{1000}$ de ce gaz dans l'atmosphère pour faire périr les oiseaux qu'on y plonge; $\frac{1}{100}$ et souvent $\frac{1}{300}$ donne la mort aux chiens les plus robustes. L'asphyxie connue sous le nom de *plomb*, à laquelle sont exposés les vidangeurs qui entrent dans les fosses d'aisance, doit être principalement attribuée à ce gaz. Il suffit, comme l'a prouvé M. Chaussier, d'exposer une partie quelconque de la surface du corps à son action pour en éprouver les effets délétères; il en est de même lorsqu'on l'injecte dans le tissu cellulaire, l'estomac, les gros intestins, la plèvre, les vaisseaux, etc. : dans ces différentes circonstances, le gaz acide hydro-sulfurique plonge tous les organes dans un état adynamique. Il n'est jamais employé en médecine à l'état de gaz. Le meilleur moyen pour désinfecter une atmosphère où il est répandu, consiste à faire des fumigations de *chlore* (acide muriatique oxygéné), qui, comme nous l'avons dit, a la propriété de le transformer en gaz acide hydro-chlorique, et d'en précipiter le soufre. Son action sur l'économie animale est beaucoup moins forte lorsqu'il est à l'état liquide : dans ce cas, il se borne à exciter la peau et à modifier ses propriétés vitales : aussi l'emploie-t-on avec le plus grand succès dans une foule d'exanthèmes chroniques. Les eaux minérales sulfureuses de Baréges, de Cauterets, de Bagnères, de Luchon, de Bonnes, etc., doivent leurs principales propriétés à cet acide, et l'on sait combien leur usage a été avantageux aux personnes atteintes de maladies chroniques de la peau, de scrophules, de rhumatismes *chroniques*, d'engorgements rhumatiques, de paralysie,

d'anciens ulcères opiniâtres, d'hydropisie des articulations, de suppurations internes, et principalement de celles des organes du bas-ventre. N'a-t-on pas vu, dans quelques cas d'oppressions nerveuses de la poitrine, l'administration de ces eaux couronnée du plus grand succès? On les fait prendre à l'intérieur coupées avec du lait ou avec une décoction émolliente : on commence ordinairement par une pinte de cette boisson; ou bien on les emploie sous la forme de bains ou de douches. Les eaux sulfureuses artificielles, convenablement préparées, remplissent à peu près les mêmes indications.

Composition. Lorsqu'on décompose 100 parties de gaz acide hydro-sulfurique en volume à l'aide de l'étain et de la chaleur, on obtient 100 parties de gaz hydrogène : donc ce gaz renferme un volume d'hydrogène égal au sien; d'où il suit qu'il est formé de 94,122 de soufre et de 5,878 d'hydrogène en poids (*voyez* § 3, pag. 12). Si on suppose l'acide hydro-sulfurique composé d'un atome de soufre (dont le poids est 2) et d'un atome d'hydrogène (dont le poids est 0,125), on le trouvera formé de 94,117 de soufre et de 5,883 d'hydrogène.

Poids d'un atome d'acide hydro-sulfurique. Il est de 2,125, somme du poids d'un atome d'hydrogène et d'un atome de soufre.

Préparation. On fait chauffer lentement, dans une petite fiole, du sulfure d'antimoine pulvérisé (composé de soufre et d'antimoine), et 4 ou 5 parties d'acide hydro-chlorique liquide du commerce; on obtient du gaz acide hydro-sulfurique pur que l'on recueille sur l'eau ou sur le mercure, et il reste dans la fiole du proto-hydro-chlorate d'antimoine. Il est évident que l'eau est décomposée; l'hydrogène s'unit avec le soufre, tandis que l'oxygène se combine avec l'antimoine, le fait passer à l'état de protoxyde, qui forme avec l'acide hydro-chlorique de l'hydrochlorate d'antimoine.

On peut également employer le procédé suivant :

On fait un mélange de deux parties de limaille de fer et d'une de soufre sublimé, que l'on introduit dans un matras avec une quantité d'eau suffisante pour faire une bouillie; on chauffe un peu le matras pour favoriser la combinaison du fer avec le soufre, et lorsque la masse a acquis une couleur noire, on y verse de l'acide sulfurique étendu de quatre fois son volume d'eau. L'acide hydro-sulfurique se dégage aussitôt après; mais il renferme de l'hydrogène, et ne saurait être employé pour des expériences de recherches; il est cependant très bon pour préparer les hydro-sulfates. Si on voulait obtenir l'acide hydro-sulfurique liquide, on ferait passer le gaz dans l'eau, en se servant de l'appareil décrit à l'article *Chlore*, qui est représenté (pl. 9, fig. 57). En général, lorsqu'on prépare de grandes quantités de ce gaz délétère dans des endroits peu aérés, on doit répandre de temps en temps du chlore, qui jouit de la faculté de le décomposer en s'emparant de son hydrogène.

DES PRODUITS NON ACIDES FORMÉS PAR L'HYDROGÈNE ET PAR UN DES CORPS PRÉCÉDEMMENT ÉTUDIÉS.

Du gaz hydrogène carboné. Le gaz hydrogène peut se combiner avec des quantités différentes de carbone, et former plusieurs gaz plus ou moins carbonés, parmi lesquels il en est trois dont les proportions de carbone et d'hydrogène sont définies : nous nous occuperons seulement du gaz hydrogène *deuto-carboné* (1). On ne le trouve

---

(1) Indépendamment de ces composés d'hydrogène et de carbone, M. Faraday en a décrit plusieurs autres, qu'il a désignés sous les noms de *carbures d'hydrogène*, et qu'il a obtenus en distillant le liquide qui se dépose lorsque l'on comprime le gaz qui sert à l'éclairage. (V. *Ann. de Chim. et de Phys.*, tom. 30, année 1825.)

jamais dans la nature : celui que l'on rencontre dans la vase des marais et des eaux stagnantes est à l'état d'hydrogène proto carboné, et renferme un quinzième de son volume de gaz azote (Henry).

179. Le gaz *hydrogène-deuto-carboné*, connu aussi sous le nom de *gaz oléfiant*, est incolore, insipide, doué d'une odeur empyreumatique désagréable, et sans action sur l'*infusum* de tournesol; il éteint les corps enflammés; sa pesanteur spécifique est de 0,9720 (Thomson).

Soumis à l'action du *calorique* dans un tube de porcelaine, il est décomposé, perd une portion de carbone et augmente de volume : l'augmentation de volume et le dépôt de carbone sont d'autant plus considérables, que la température est plus élevée, en sorte qu'en graduant la chaleur, on peut obtenir une série de gaz plus ou moins carbonés (Berthollet). *Lumière*. Son pouvoir refringent est de 2,302 (Dulong). Le fluide *électrique* agit sur lui comme le calorique.

180. Le gaz *oxygène* ne l'altère pas à froid; mais si on élève la température d'un mélange d'une partie en volume de ce gaz et de cinq parties en volume de gaz oxygène, celui-ci est absorbé avec dégagement de calorique et de lumière, et il se produit de l'eau et du gaz acide carbonique. On peut s'assurer par cette expérience, qui peut être faite dans un eudiomètre à mercure, que le gaz hydrogène deuto-carboné, pour être complétement décomposé, exige trois fois son volume de gaz oxygène; il faut cependant mettre un excès de ce dernier pour éviter la rupture de l'instrument, qui aurait lieu à raison de l'expansion et de la prompte condensatio n de l'eau formée. Une mesure de *charbon* de buis ab sorbe 35 mesures de ce gaz.

181. Lorsqu'on expose aux rayons du soleil un mélange d'*iode* et de gaz hydrogène deuto-carboné, on obtient, au bout de quelque temps, des cristaux composés d'hydrogène, d'iode et de carbone (Faraday). Le *brôme* se com-

bine avec ce gaz et donne un liquide oléagineux, incolore, plus pesant que l'eau, d'une odeur éthérée.

Le *chlore* enlève l'hydrogène au gaz hydrogène deuto-carboné, forme de l'acide hydro-chlorique, et le carbone est mis à nu, pourvu toutefois que le mélange soit placé dans les circonstances que nous avons indiquées en parlant de l'action du gaz hydrogène sur le chlore (*voyez* § 85). Si l'on fait arriver dans un ballon du *chlore* gazeux et du gaz hydrogène deuto-carboné à la température ordinaire, on remarque, au bout d'un certain temps, qu'il se forme un liquide incolore qui ruisselle de toutes parts en stries fort déliées, et qui va se réunir à la partie inférieure du ballon; ce liquide, regardé par les chimistes hollandais comme une huile, a le plus grand rapport avec avec l'éther hydro-chlorique; il est formé, suivant MM. Collin et Robiquet, de parties égales en volume de chlore et d'hydrogène deuto-carboné, et porte aujourd'hui le nom d'*éther du gaz oléfiant*. (voyez *Ether hydro-chlorique*, tome II). On ignore quelle est l'action des autres substances *simples non métalliques* sur le gaz hydrogène deuto-carboné.

Propriété essentielle. Si l'on approche une bougie allumée d'une cloche remplie de ce gaz, il s'enflamme lentement et donne naissance à de l'eau et à du gaz acide carbonique.

Il peut être regardé comme insoluble dans l'*eau;* si on le fait passer à travers un tube de porcelaine rouge avec de la vapeur d'eau, celle-ci est décomposée : on concevra facilement ce phénomène, en se rappelant que, dans cette opération, le gaz dépose du charbon qui s'empare de l'oxygène de l'eau. Ceux des *acides* formés par l'oxygène qui sont susceptibles d'être décomposés par l'hydrogène ou par le carbone, le sont également par le gaz hydrogène deuto-carboné.

Il a été découvert par les chimistes hollandais. Il agit sur l'économie animale à peu près comme le gaz hydro-

gène et le gaz azote. On ne s'en sert pas en médecine. On emploie aujourd'hui avec succès, dans l'éclairage, un gaz dans la composition duquel entre une des variétés du gaz hydrogène carboné (*voyez* t. II, *Distillation de la houille*).

Composition. Un volume de gaz hydrogène deuto-carboné est composé de deux volumes de gaz hydrogène, et de deux volumes de vapeur de carbone condensés en un seul. En voici la preuve : que l'on fasse passer l'étincelle électrique à travers un mélange d'un volume de ce gaz et de trois volumes d'oxygène disposé dans l'eudiomètre à mercure, l'hydrogène deuto-carboné sera décomposé, et l'on obtiendra de l'eau et deux volumes de gaz acide carbonique; mais les deux volumes de gaz carbonique contiennent deux volumes d'oxygène (*voyez* pag. 207) : donc, sur les trois volumes d'oxygène absorbés, deux l'ont été par le carbone et l'autre par l'hydrogène. Or deux volumes d'oxygène exigent, pour passer à l'état d'acide carbonique, *deux volumes de vapeur de carbone* (*voyez* pag. 114); et un volume d'oxygène en exige deux d'*hydrogène* pour se transformer en eau (*voyez* pag. 162) : donc le volume d'hydrogène deuto-carboné est formé de deux volumes de *carbone* et de deux d'*hydrogène*. Il suit évidemment de ce qui précède que la densité de l'hydrogène deuto-carboné (c'est-à-dire 0,9720) doit être égale à la somme de deux fois la densité de l'hydrogène et de celle de la vapeur de carbone.

2 fois la densité de l'hydrogène	= 0,1388
2 fois la densité de la vapeur de carbone	= 0,8332
	0,9720

En réduisant ces nombres en poids, on trouve que le gaz hydrogène deuto-carboné est composé de 100 parties de carbone et de 16,58 d'hydrogène en poids; tandis que l'on obtient 100 de carbone et 16,666 d'hydrogène, en calculant sa composition d'après la théorie des atomes,

et en le supposant formé d'un atome de carbone (dont le poids est 0,75). et d'un atome d'hydrogène (dont le poids est 0,125).

Poids d'un atome d'hydrogène deuto-carboné. Il est de 0,875, somme du poids d'un atome d'hydrogène et d'un atome de carbone.

Préparation. On chauffe dans une petite fiole de verre à laquelle on a adapté un tube recourbé, un mélange fait avec deux parties d'acide sulfurique concentré et une partie d'alcool (esprit-de-vin) et l'on obtient bientôt après une grande quantité de ce gaz, que l'on recueille sur l'eau, après avoir laissé passer les premières portions mêlées d'air. Ce gaz doit être lavé, pour le priver d'une certaine quantité d'acide sulfureux et d'acide carbonique qu'il renferme. Nous expliquerons en détail la théorie de cette opération à l'article *Éther ;* il nous suffira de dire ici que l'alcool est formé d'oxygène, d'hydrogène et de carbone; que l'acide sulfurique, à raison de son affinité pour l'eau, détermine la formation de ce liquide aux dépens de l'hydrogène et de l'oxygène de l'esprit-de-vin, tandis qu'une portion d'hydrogène de l'alcool dissout du carbone et forme le gaz dont nous parlons (voyez *Préparation de l'éther, Chimie végétale*). *Préparation du gaz hydrogène proto-carboné.* On fait passer de la vapeur d'eau à travers du charbon rouge; il y a décomposition de la vapeur et formation de gaz acide carbonique et d'hydrogène proto-carboné; on absorbe le premier par la potasse et le second reste pur. (*Voyez* l'appareil, pl. II, fig. 64.) *C*, petite cornue contenant de l'eau; *TT*, tube de porcelaine luté extérieurement, traversant un fourneau à réverbère, et dans lequel on a mis du charbon pulvérisé; *X*, tube de sûreté, conducteur des gaz hydrogène proto-carboné et acide carbonique; *F*, flacon contenant une dissolution de potasse caustique pour absorber le gaz acide carbonique; *O*, tube recourbé qui donne passage au gaz hydrogène proto-car-

boné. On ne fait bouillir l'eau de la cornue que lorsque le tube de porcelaine est incandescent.

Du gaz hydrogène per-phosphoré.

Le gaz hydrogène per-phosphoré est constamment un produit de l'art. On suppose pourtant qu'il y en a quelquefois dans l'atmosphère, près des cimetières humides, et qu'il produit les feux follets en s'enflammant spontanément; il proviendrait, dans ce cas, de la putréfaction des matières animales; mais cette assertion est loin d'être prouvée.

182. Ce gaz n'est jamais pur; on l'obtient toujours mêlé d'hydrogène libre. Il est incolore, sans action sur l'*infusum* de tournesol, d'une odeur semblable à celle des ognons et d'une saveur amère; sa pesanteur spécifique, d'après M. Dumas, est de 1,761.

183. Si on le fait passer à travers un tube de porcelaine rouge, il se décompose et laisse déposer du phosphore. Le même phénomène a lieu si on le soumet à un courant d'étincelles *électriques*. *Lumière.* On ignore quelle est sa puissance réfractive.

Mêlé dans un tube de verre *étroit* avec la moitié de son volume de gaz *oxygène*, à la température ordinaire, il est décomposé; l'oxygène se combine avec le phosphore; on aperçoit une fumée blanche acide; *il ne se produit point de flamme;* mais si ces deux gaz sont mêlés en toutes sortes de proportions dans un vase large et à la température ordinaire, la décomposition est beaucoup plus rapide et accompagnée d'une lumière très blanche, comme on peut s'en assurer en introduisant bulle à bulle du gaz hydrogène per-phosphoré dans une cloche contenant du gaz oxygène.

Propriété essentielle. L'*air atmosphérique* agit de la même manière sur ce gaz, mais avec moins d'intensité; lorsqu'on

le laisse échapper bulle à bulle dans l'atmosphère, il se produit, outre la flamme, une fumée blanche circulaire, ayant la forme d'un anneau horizontal qui s'élargit à mesure qu'elle s'élève, si toutefois l'atmosphère est tranquille. Cette fumée est composée de l'eau et de l'acide phosphorique qui résultent de l'action qu'exerce l'oxygène de l'air sur le gaz hydrogène et sur le phosphore. M. Thomas Thomson, à qui nous devons une partie de ces résultats, assure que la combinaison des deux gaz n'est accompagnée de flamme qu'autant qu'il se produit assez de chaleur pour que la température soit au moins à 64° $\frac{4}{9}$ ther. cent.

Le *soufre* fondu décompose le gaz hydrogène per-phosphoré, forme avec l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique, et le phosphore mis à nu se combine avec une portion de soufre (voy. *phosphure de soufre*, § 75).

Lorsqu'on mêle sur l'eau trois volumes de *chlore* gazeux et un volume de gaz hydrogène per-phosphoré, celui-ci est décomposé, et l'on obtient de l'acide hydro-chlorique, et une substance brune qui est du chlorure de phosphore au maximum de chlore. (*voyez* § 87). L'*iode* décompose aussi le gaz hydrogène per-phosphoré.

184. Suivant M. Dalton, il se dissout dans huit fois son volume d'*eau* privée d'air; le liquide obtenu est jaune, doué d'une saveur très amère, de la même odeur que le gaz, et sans action sur le tournesol : par l'action de la chaleur, on en dégage le gaz, qui cependant se décompose en partie. M. Th. Thomson assure que le gaz hydrogène per-phosphoré pur n'est point décomposé par son contact avec de l'eau distillée qui a bouilli; tandis qu'il l'est avec rapidité par l'eau imprégnée d'air. Nous n'avons pas répété ces expériences avec le gaz préparé avec le phosphure de calcium et l'acide hydro-chlorique, comme l'indique M. Thomson; mais nous pouvons affirmer que celui que l'on obtient par les procédés ordinaires est décomposé par l'eau

distillée qui a bouilli. Ainsi, que l'on prenne trois cloches à moitié pleines de ce gaz et renversées sur la cuve à mercure, que l'on introduise dans l'une d'elles de l'eau aérée, et dans une autre de l'eau distillée qui a bouilli, le gaz qui est en contact avec l'eau aérée sera décomposé en très peu de temps, déposera du phosphore, et ne s'enflammera plus spontanément au bout de dix-huit à vingt heures; la décomposition sera moins avancée dans le gaz qui est en contact avec l'eau privée d'air; elle aura pourtant lieu; du phosphore sera déposé, mais le gaz conservera encore la faculté de s'enflammer spontanément à l'air au bout de dix-huit ou vingt heures. Enfin, le gaz placé sur le mercure sans addition d'eau conservera sa transparence et la propriété de s'enflammer spontanément, même quelques jours après avoir été été préparé.

185. Si l'on mêle trois volumes de gaz protoxyde d'azote ou de gaz deutoxyde d'azote (gaz nitreux), et un volume de gaz hydrogène per-phosphoré, et que l'on fasse passer une étincelle électrique, il se produit une forte explosion accompagnée d'une vive lumière; l'oxygène du gaz oxyde d'azote transforme l'hydrogène en eau, et le phosphore en acide phosphorique; l'azote est mis à nu, mais il en reste trois volumes si l'on a employé le protoxyde d'azote, et un volume et demi si l'on s'est servi de gaz nitreux (1). Si l'on introduit dans une petite cloche vingt mesures de gaz hydrogène per-phosphoré, et cinquante-deux mesures de gaz nitreux, et qu'on fasse arriver dans le mélange quatre mesures de gaz oxygène, il se produit immédiatement une vive explosion accompagnée d'une belle lumière, et il y a formation d'eau et d'acide phosphorique. Dans

(1) D'après M. Dalton, les proportions exactes pour la production de ce phénomène sont, un volume de gaz hydrogène per-phosphoré, et 3 volumes $\frac{1}{2}$ de gaz deutoxyde d'azote.

cette brillante expérience, que l'on doit toujours faire avec de petites quantités, le gaz nitreux cède son oxygène au gaz hydrogène per-phosphoré, et l'azote est mis à nu.

186. Lorsqu'on introduit du gaz acide *hydriodique* dans une éprouvette contenant du gaz hydrogène per-phosphoré, on remarque qu'il se forme sur-le-champ des cristaux blancs, que l'on croit être de forme cubique, et qui sont composés de ces deux corps. Cette substance nouvelle, connue sous le nom d'*hydriodate* d'*hydrogène per-phosphoré*, a été découverte par M. Dulong, et étudié depuis par M. Houton Labillardière. *Propriétés essentielles.* 1° Elle est décomposé par l'eau, qui dissout l'acide hydriodique; il se précipite du phosphore, et il y a dégagement de gaz hydrogène proto-phosphoré. 2° Le gaz ammoniac la décompose également par la tendance qu'il a à se combiner avec l'acide hydriodique : il se précipite du phosphore, et il se dégage un volume d'hydrogène proto-phosphoré égal à la moitié du volume du gaz ammoniac absorbé.

Le gaz hydrogène per-phosphoré est absorbé par le sulfate de cuivre, tandis que ce sel n'agit point sur l'hydrogène avec lequel il est mêlé. (*Voy.* sulfate de cuivre pour la théorie.)

Le gaz hydrogène per-phosphoré a été découvert par Gengembre, en 1783. Injecté dans les veines, il occasione la mort des animaux ; il agirait encore avec plus d'énergie s'il était respiré : on ne lui connaît aucun usage.

Composition. D'après M. Dumas, il renferme un volume et demi d'hydrogène, et il est composé de quatre atomes d'hydrogène et d'un atome de phosphore.

Poids d'un atome de gaz hydrogène per-phosphoré. Il est de 4, 276.

Préparation. On introduit dans une petite fiole munie d'un tube recourbé, une bouillie faite avec 12 parties de chaux vive éteinte par l'eau, une partie de phosphore coupé en petits fragments, et un peu d'eau; on chauffe graduelle-

ment ce mélange, et l'on ne tarde pas à obtenir du gaz hydrogène per-phosphoré que l'on recueille sur le mercure lorsqu'il s'enflamme spontanément, et que l'air de l'appareil s'est dégagé; il reste dans la fiole du phosphate de chaux avec excès de chaux; d'où il suit que l'eau a été décomposée; l'oxygène a acidifié une portion du phosphore, tandis que l'hydrogène, en s'emparant de l'autre portion, a donné naissance au gaz dont nous parlons. On peut aussi l'obtenir en mettant dans la fiole 2 ou 3 gros d'une dissolution concentrée de potasse, et 15 à 20 grains de phosphore : dans tous les cas, le gaz qui se dégage vers la fin de l'opération ne s'enflamme plus spontanément : il a été considéré jusque dans ces derniers temps comme du gaz *hydrogène proto-phosphoré*, mais il est composé, d'après M. Dumas, d'un volume de gaz *hydrogène per-phosphoré* et de 9 volumes d'hydrogène.

Du gaz hydrogène proto-phosphoré.

187. Ce gaz peut être obtenu à l'état de pureté. Il offre les mêmes propriétés physiques que le précédent; si ce n'est que sa pesanteur spécifique est de 1,214 (Dumas). On peut le conserver plusieurs jours dans des cloches sans qu'il laisse déposer du phosphore. On ignore l'effet que produit sur lui l'action d'une *température* élevée.

Propriété essentielle. Mis en contact avec le gaz *oxygène* ou avec l'*air* à froid, il ne s'enflamme pas spontanément comme l'hydrogène per-phosphoré; mais si on approche une bougie allumée de l'ouverture de la cloche qui le renferme, il se combine avec l'oxygène de l'air, et il y a dégagement de calorique et de lumière. Il absorbe pendant sa combustion tantôt deux volumes, tantôt un volume et demi d'oxygène; dans le premier cas, il se forme de l'eau et de l'acide phosphorique, et dans le second, de l'eau et de l'acide phosphoreux. Le *chlore* lui enlève également son hydrogène. Il

est complétement absorbé par une solution de sulfate de cuivre s'il est pur, tandis qu'il reste de l'hydrogène s'il contient un excès de ce gaz. (*Voy.* sulfate de cuivre pour la théorie.)

Comme le précédent, il donne naissance à des cristaux blancs lorsqu'on le mêle avec le gaz acide *hydriodique;* ces cristaux, traités par le gaz ammoniac, sont décomposés; il se dégage un volume d'hydrogène proto-phosphoré égal à celui du gaz ammoniac absorbé, et il ne se précipite point de phosphore : ce caractère suffit pour distinguer ces cristauxde ceux qui sont formés par le gaz hydrogène per-phosphoré.

Composition. Suivant M. Dumas, le gaz hydrogène proto-phosphoré renferme un volume et demi d'hydrogène, et il est composé de 6 atomes d'hydrogène et d'un atome de phosphore.

Préparation. On laisse pendant 20 ou 30 jours sur l'eau le gaz hydrogène per-phosphoré, qui, au bout de ce temps, se trouve transformé en gaz hydrogène *proto-phosphoré* et en phosphore qui se dépose.

De l'hydrogène azoté (ammoniaque).

188. Nous parlerons de l'ammoniaque après avoir fait l'histoire de la potasse et de la soude, qui, comme l'ammoniaque, jouissent de propriétés *alcalines* très marquées (voy. *alcalis*).

ARTICLE II.

Du silicium et du zirconium.

189. Le silicium et le zirconium, regardés jusque dans ces derniers temps, comme des métaux, ne paraissent plus devoir être considérés comme tels, d'après les dernières recherches de M. Berzélius : rien ne s'oppose à ce qu'ils soient envisagés comme des substances intermédiaires, entre les éléments métalliques et non métalliques; c'est ce qui

nous engage à les placer ici en attendant que leur histoire soit mieux connue.

Du silicium.

190. Le silicium ne se trouve dans la nature qu'à l'état d'oxyde. Il est d'un brun noisette, sombre, sans le moindre éclat métallique; il ne conduit point l'électricité; il paraît appartenir à la classe des corps les plus infusibles; il est incombustible, même dans le gaz oxygène; il est inattaquable par l'eau, par l'acide nitrique, par l'eau régale, par la potasse; l'acide hydro-phtorique le dissout un peu, surtout si on y ajoute de l'acide nitrique. Il a été obtenu par M. Berzélius, en 1824, en décomposant l'hydro-phtorate double de silice et de soude par le potassium. Son atome pèse 1, d'après Thomson.

Acide phtoro-silicique. Le silicium forme avec le phtore un acide particulier connu depuis long-temps sous le nom d'acide *fluorique silicé. Propriétés de cet acide.* Il ne se trouve jamais dans la nature; il se présente sous la forme d'un gaz incolore, transparent, doué d'une odeur analogue à celle du gaz acide hydro-chlorique, d'une saveur très acide, rougissant l'*infusum* de tournesol, et éteignant les corps enflammés; sa pesanteur spécifique est de 3,574. Il n'est décomposé ni par le calorique ni par les corps simples précédemment étudiés. Il répand des vapeurs blanches épaisses lorsqu'il est exposé à l'*air*. L'*eau* peut en absorber 265 fois son volume; mais elle le décompose et le transforme en deux composés d'acide *hydro-phtorique* et de *silice*, l'un *soluble*, l'autre contenant beaucoup plus de silice, insoluble, qui se précipite sous la forme de gelée; d'où il suit que l'eau est également décomposée, son hydrogène s'unit au phtore, avec lequel il forme de l'acide hydro-phtorique, tandis que l'oxygène se combine avec le silicium, qu'il fait passer à l'état de silice. L'acide phtoro-silicique n'a point d'usages. *Préparation.* On place dans

une fiole de verre, et mieux de plomb, munie d'un tube recourbé, un mélange de trois parties de phtorure de calcium (fluate de chaux), et d'une partie de sable réduit en poudre fine; on y ajoute l'acide sulfurique concentré nécessaire pour faire une bouillie épaisse, et on soumet la fiole à une douce chaleur; le gaz se dégage aussitôt, et va se rendre dans des cloches préalablement disposées sur la cuve à mercure; il reste dans la fiole du sulfate de chaux. *Théorie.* Le phtorure de calcium et l'oxyde de silicium sont décomposés ; le phthore s'unit au silicium pour former le gaz dont nous parlons, tandis que le calcium se combine avec l'oxygène de la silice et passe à l'état de chaux, qui reste dans la fiole avec l'acide sulfurique.

Oxyde de silicium (*silice*).

191. Cet oxide constitue presque à lui seul les différentes espèces de quartz, telles que le cristal de roche, la pierre à fusil, les cailloux, les sables, etc., substances très répandues dans la nature; il fait partie de toutes les pierres gemmes (1); on le trouve dans certaines eaux d'Islande, dans la plupart des végétaux, etc. Lorsqu'il est pur, il est d'une couleur blanche, rude au toucher et inodore; sa pesanteur spécifique est de 2,66. Soumis à une température élevée, par exemple à celle que l'on peut produire au moyen du chalumeau de Brook, il fond dans le même instant, et donne un verre incolore. Les autres fluides impondérables, les corps simples précédemment étudiés, et l'air n'exercent sur lui aucune action.

L'eau en dissout une très petite quantité, d'après les expériences de Kirwan et de M. Barruel. Aucun des acides

(1) Quelques chimistes regardent la silice comme un acide qu'ils nomment *silicique*, et ils pensent que les terres sont des espèces de sels formés par la combinaison de l'acide silicique avec les oxydes d'aluminium, de calcium, etc.

précédemment étudiés, excepté l'acide hydro-phtorique (fluorique), ne peut se combiner avec cet oxyde à la température ordinaire. Les acides borique et phosphorique solides s'y unissent à l'aide de la chaleur. On l'emploie dans la fabrication du verre, de la poterie et des mortiers; le sable sert à filtrer les eaux, et le cristal de roche à faire de très beaux lustres.

Composition. D'après M. Berzélius, la silice est formée de 100 parties de silicium et de 108,22 d'oxygène.

Préparation. On introduit dans un creuset une partie de sable ou de cailloux bien pulvérisés, et trois parties de potasse; on chauffe graduellement le mélange jusqu'au rouge; la potasse fond, perd son eau, se boursoufle, et se combine avec la silice. Lorsque la fusion est opérée, ou du moins que la masse est en pâte molle, on la coule et on la laisse refroidir dans un vase de cuivre ou d'argent. On la traite dans une capsule par quatre ou cinq fois son poids d'eau, dont on élève la température; on filtre la dissolution, à laquelle on donnait autrefois le nom de *liqueur de cailloux* (potasse silicée); on y verse assez d'acide sulfurique, hydro-chlorique ou nitrique, pour saturer la potasse, et l'on obtient un précipité gélatineux de silice; on décante la dissolution saline formée, et on lave le dépôt, que l'on fait dessécher. Si la dissolution était trop étendue, et que la silice ne fût pas précipitée par l'acide, il faudrait la concentrer par l'évaporation.

Des composés de silice et d'un acide.

192. Ces composés ont été fort peu étudiés; il n'y en a qu'un très petit nombre de connus, et, par conséquent, on ne peut pas établir leurs caractères d'une manière générale. Nous dirons cependant que la silice, fondue avec deux fois son poids de potasse (hydrate de protoxyde de potassium), donne une masse qui, étant dissoute dans une

très grande quantité d'eau, peut être combinée avec divers acides, et former des composés doubles de potasse et de silice solubles dans beaucoup d'eau : ces produits ont pour caractère de se décomposer, et de laisser précipiter la silice sous forme de gelée, lorsqu'on les concentre par l'évaporation.

Les composés de silice et d'acide *borique* ou *phosphorique* sont le produit de l'art; ils sont vitrifiés, transparents, insipides, inaltérables à l'air, insolubles dans l'eau, indécomposables par les acides et par les oxydes des métaux de la deuxième classe. On les prépare en faisant fondre dans un creuset l'un ou l'autre de ces acides avec de la silice pulvérisée.

Le composé d'acide *hydro-phtorique* (*fluorique*) et de silice est soluble dans l'eau; il est décomposé par l'acide borique, qui en précipite la silice; les oxydes des métaux de la 2e classe le décomposent également, et y font naître un précipité blanc gélatineux, qui est presque toujours composé d'hydro-phtorate de silice et de l'oxyde employé. Il est sans usages. *Préparation.* On fait arriver dans de l'eau du gaz acide phtoro-silicique (fluorique-silicé); il se forme un précipité blanc, gélatineux, composé d'acide hydrophtorique et de beaucoup de silice, et il reste dans la liqueur le produit dont nous parlons : il est évident qu'on ne peut expliquer ces phénomènes que par la décomposition de l'eau, si on regarde le gaz phtoro-silicique comme composé de phtore et de silicium : en effet, l'hydrogène de l'eau transforme le phtore en acide hydro-phtorique, tandis que l'oxygène fait passer le silicium à l'état d'oxyde. Il est important de mettre au fond de l'eau une certaine quantité de mercure, dans lequel on fait plonger le tube qui conduit le gaz; sans cela l'extrémité de ce tube ne tarde pas à être obstruée par la masse gélatineuse qui se forme.

Du zirconium.

193. Le zirconium a été obtenu pour la première fois, en 1824, par M. Berzélius. Il est noir comme du charbon, et ne s'oxyde pas dans l'eau; les acides hydro-chlorique, sulfurique et l'eau régale l'attaquent à peine. Il brûle avec une extrême intensité à une température peu élevée, et forme de la zircone (oxyde de zirconium). Il fournit avec le soufre un sulfure brun-clair, soluble dans l'eau régale et dans l'acide hydro-phtorique.

194. *Oxyde de zirconium* (zircone). On n'a encore trouvé cet oxyde que dans le zircon, pierre de couleur variable, que l'on rencontre dans le sable de quelques rivières, à Ceylan et à Expailly. Il est blanc et insipide; sa pesanteur spécifique est de 4,3. Exposé à l'action du chalumeau à gaz, il fond en un émail blanc. Il est sans action sur la lumière, sur le fluide électrique, et sur les corps simples précédemment étudiés. Il peut se combiner avec plusieurs *acides* lorsqu'il n'a pas été calciné; il n'agit point sur la silice, L'hydrate de zircone noircit et devient incandescent quand on le chauffe; il est demi vitrifié et d'un très beau blanc s'il est exempt de fer (Chevreul). Il a été découvert en 1789 par Klaproth: il n'a point d'usages, Il est formé, d'après M. Berzélius, de 100 parties de zirconium et de 35, 697 d'oxygène. Son atome pese 6 (Thomson).

Préparation. On prend du zircon passé au tamis, et on le fait chauffer jusqu'au rouge, dans un creuset d'argent, pendant environ une heure, avec deux parties de potasse à l'alcool. On délaie ensuite la masse dans l'eau distillée; on verse le tout sur un filtre et on lave parfaitement: le produit qui est sur le filtre est formé de zircone, de silice, de potasse et d'oxyde de fer; les chimistes qui regardent la silice et la zircone comme des acides, le désignent sous

le nom de *silicate* et de *zirconate de potasse et de fer* (1). On le dissout dans l'acide hydro-chlorique, puis on évapore à siccité pour séparer la silice ; on traite la masse desséchée par l'eau, qui dissout les hydrochlorates de potasse et de fer, ainsi que le composé de zircone et d'acide hydro-chlorique ; et, pour enlever la petite portion de zircone qui aurait été entraînée par la silice, on lave de nouveau le résidu avec de l'acide hydro-chlorique faible ; on réunit les deux dissolutions, on filtre et on précipite la zircone et le fer par l'ammoniaque pure. Ces deux oxydes hydratés, après avoir été lavés avec de l'eau, sont traités par l'acide oxalique bouillant, qui forme de l'oxalate de fer soluble, et un composé d'acide oxalique et de zircone insoluble; on filtre et on lave bien ce dernier produit, puis on le décompose par la chaleur dans un creuset de platine. La zircone obtenue par ce moyen est très pure; mais elle est inattaquable par les acides; il faut, pour la rendre soluble dans ces agents, la calciner de nouveau avec la potasse et traiter le produit par l'acide hydro-chlorique et par l'ammoniaque (Dubois et Silveira.)

Des composés d'un acide et de zircone.

195. On ne connaît qu'un très petit nombre de ces composés. Ils sont insolubles ou peu solubles dans l'*eau*, excepté celui que fournit l'acide hydro-chlorique. Ils sont tous décomposés par la *potasse ;* la zircone déposée est insoluble dans un excès de potasse. Le *solutum* de *sous-carbonate d'ammoniaque*, les précipite en blanc, et redissout le précipité lorqu'il est employé en assez grande quantité. Le *sulfate de potasse* les

---

(1) Le zircon donne à l'analyse 65 de zircone, 33 de silice et 2 d'oxyde de fer; et l'on sait qu'il ne peut être dissous par les acides qu'après avoir été divisé par la potasse ou par une autre substance analogue.

précipite. Les *hydro-sulfates* de potasse, de soude et d'ammoniaque les décomposent, et y font naître un précipité blanc de zircone, tandis que l'acide hydro-sulfurique se dégage. Aucun des composés de zircone n'est précipité par l'*oxalate d'ammoniaque* (1). Ils n'ont point d'usages.

Le *composé d'acide carbonique* et de zircone est le produit de l'art; il est insoluble dans l'eau, insipide, inaltérable à l'air et décomposable au feu. *Préparation* (*voyez* § 233).

Le *composé d'acide phosphorique* et de zircone ne se trouve pas dans la nature; il est insipide, insoluble dans l'eau et inaltérable à l'air. *Préparation* (*voyez* § 236).

Le *composé d'acide sulfurique* et de zircone est un produit de l'art; il est blanc, pulvérulent, insipide, inaltérable à l'air, insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide sulfurique, et susceptible de donner, par l'évaporation, des cristaux transparents; il est décomposable au feu. *Préparation* (*voyez* § 242.)

Le *composé d'acide nitrique* et de zircone est un produit de l'art; il cristallise en aiguilles, mais très difficilement; sa saveur est astringente, styptique; il rougit l'*infusum* de tournesol; chauffé, il se transforme en acide nitrique et en zircone; il est peu soluble dans l'eau, et il s'y dissout d'autant mieux qu'il contient plus d'acide. *Préparation* (*voyez* § 255.)

Le *composé d'acide hydro-chlorique* et de zircone ne se trouve pas dans la nature; il cristallise en aiguilles blanches satinées, douées d'une saveur astringente, rougissant l'*infusum* de tournesol; il se décompose au feu en acide hydro-chlorique et en zircone, en sorte qu'il ne se trans-

(1) L'acide oxalique est un acide végétal dont nous ferons l'histoire plus tard; il forme, avec l'ammoniaque, un sel soluble que nous emploierons souvent comme réactif.

forme pas en chlorure; il est très soluble dans l'eau : sa dissolution précipite en jaune isabelle par la noix de galle (1), en jaune serin par un excès d'hydro-cyanate ferruré de potasse; elle est également précipitée par la gélatine. (Chevreul.) *Préparation* (*voyez* § 259).

ARTICLE III.

Des substances simples métalliques, ou des métaux.

196. On donne le nom de *métal* à toute substance simple, solide ou liquide, presque complétement opaque, en général beaucoup plus pesante que l'eau (2), douée d'un brillant considérable, à moins qu'elle ne soit en poussière excessivement ténue, susceptible d'un grand degré de poli, conductrice du calorique et du fluide électrique, pouvant se combiner, en une ou en plusieurs proportions, avec l'oxygène, et donner naissance, tantôt à des produits acides qui *rougissent l'infusum* de tournesol, mais le plus souvent à des oxydes qui *n'altèrent* point cette couleur ni celle de la violette, ou bien à d'autres qui *verdissent* le sirop de violettes.

Les métaux se trouvent dans la nature, 1° à l'état natif; 2° combinés avec l'oxygène ou à l'état d'oxyde; 3° unis au soufre, au chlore, à l'iode ou à d'autres métaux; 4° à l'état de sels, produits qui, comme nous l'avons dit, sont presque toujours formés d'un acide et d'un oxyde métallique.

Les métaux parfaitement connus aujourd'hui sont au nombre de trente-cinq; on en admet trois autres par analo-

---

(1) L'*infusum* de noix de galle est principalement formé de deux matières végétales connues sous le nom d'*acide gallique* et de *tannin*; il suffit pour l'obtenir de verser de l'eau bouillante sur la noix de galle concassée.

(2) Nous disons en général, car on n'en connaît que deux qui soient plus légères que ce liquide.

gie. Plusieurs classifications ont été proposées pour faciliter leur étude ; aucune, à notre avis, n'a rempli cet objet d'une manière aussi satisfaisante que celle du professeur Thénard, qui se compose de six classes fondées sur le degré d'affinité de ces substances pour l'oxygène. Les caractères de plusieurs de ces classes ont le grand avantage d'appartenir à tous les métaux qui les composent, et d'être choisis parmi ceux qu'il importe le plus de retenir, en sorte qu'en se les rappelant, les histoires particulières des substances métalliques sont beaucoup plus courtes et moins fastidieuses ; c'est ce qui nous engage à adopter cette classification.

Noms des métaux.

PREMIÈRE CLASSE.

Admis par analogie.

Aluminium.	Glucinium.
Yttrium.	

IIe CLASSE.

	Baryum.
Magnésium.	Lithium.
Calcium.	Sodium.
Strontium.	Potassium.

IIIe CLASSE.

Manganèse.	
Zinc.	Étain.
Fer.	Cadmium.

IVe CLASSE.

Arsenic.	Urane.
Molybdène.	Cérium.
Chrôme.	Cobalt.
Tungstène.	Titane.
Columbium.	Bismuth.
Antimoine.	Plomb.
Tellure.	Cuivre.

Vᵉ CLASSE.

Nickel.	Osmium.
Mercure.	Argent.

VIᵉ CLASSE.

	Palladium.
Or.	Rhodium.
Platine.	Iridium.

Les métaux de la première classe, admis seulement par analogie, sont caractérisés par la grande affinité qu'ils ont pour l'oxygène : cette affinité est tellement forte, qu'il a été impossible jusqu'à présent de l'enlever à leurs oxydes.

Les métaux de la seconde classe absorbent le gaz oxygène à toutes les températures; ils décomposent rapidement l'eau, même à froid, s'emparent de son oxygène, et l'hydrogène est mis à nu avec effervescence.

Dans la troisième classe, on range les métaux qui ne décomposent pas l'eau à froid, ou qui ne la décomposent que très lentement, mais qui en opèrent la décomposition à une chaleur rouge; ils absorbent l'oxygène à la température la plus élevée.

On place dans la quatrième classe les métaux qui ne décomposent l'eau ni à chaud ni à froid lorsqu'ils agissent seuls, mais qui absorbent le gaz oxygène à la température la plus élevée.

La cinquième classe est formée par les métaux qui ne décomposent l'eau à aucune température, et qui n'absorbent le gaz oxygène qu'à un certain degré de chaleur, passé lequel ils abandonnent celui avec lequel ils s'étaient combinés.

Enfin, les métaux de la sixième classe sont ceux qui ne peuvent opérer la décomposition de l'eau, ni absorber l'oxygène à aucune température.

197. *Propriétés physiques des métaux.* La *couleur* et l'*éclat* des métaux varient presque dans chacun d'eux. Ils ne sont pas parfaitement *opaques*, d'après les expériences de Newton, puisque la lumière passe à travers une feuille très mince d'or, qui, après le platine, est le métal le plus pesant; cependant leur opacité est très grande. Leur *densité* varie depuis 0,86507, la plus faible que l'on connaisse, celle du potassium, jusqu'à 20,98, la plus forte de toutes, celle du platine. Il en est de même de la *ductilité* et de la *malléabilité*, propriétés que certains métaux partagent à un très haut degré, et dont plusieurs autres ne jouissent pas : on dit qu'ils sont *ductiles* lorsqu'on peut en faire des fils plus ou moins minces en les passant à la filière; ils sont *malléables* s'ils se laissent aplatir et donnent des lames par le choc du marteau, ou par la pression du laminoir : l'une et l'autre de ces propriétés augmentent si on chauffe les métaux. La *ténacité*, cette faculté qu'ont les fils métalliques d'un petit diamètre de supporter un certain poids sans se rompre, varie aussi dans les différents métaux. Il en est de même de la *dureté*. L'*élasticité* et la *sonorité* des métaux sont en rapport avec leur dureté. Ils ont une *structure* lamelleuse, ou granuleuse. Quelques-uns d'entre eux sont *odorants*, principalement lorsqu'on les frotte. Ils sont en général tous bons conducteurs du *calorique*, et susceptibles d'être plus dilatés par cet agent que les autres corps solides : les uns sont facilement fusibles, les autres le sont difficilement; ceux-là seulement cristallisent assez aisément. Il y en a qui sont volatils, d'autres qui sont fixes. On ne connaît point de corps meilleurs conducteurs du fluide *électrique* que les métaux. Soumis à l'action d'une forte batterie composée de piles ou de bouteilles de Leyde, ils entrent en fusion, et brûlent avec plus ou moins de rapidité et d'éclat s'ils ont le contact de l'air. On peut consulter, à cet égard, les expériences curieuses de M. Children. (Voyez *Annales de chimie*, tom. XCVI.)

TABLEAU *de la couleur, de la densité, de la fusibilité des métaux, et des auteurs qui en ont fait la découverte.*

NOMS DES MÉTAUX.	COULEURS.	DENSITÉ.	FUSIBILITÉ.	AUTEURS DE LEUR DÉCOUVERTE.	ÉPOQUES.
Calcium.	blanc.			M. Davy.	1807.
Strontium.	*idem.*			*idem.*	*idem.*
Baryum.	*idem.*			*idem.*	*idem.*
Potassium.	blanc grisâtre.	0,86507 à 15°.	58° thermom. centigr.	*idem.*	*idem.*
Sodium.	*idem.*	0,97223 *idem.*	90° *idem.*	*idem.*	*idem.*
Manganèse.	blanc jaunâtre.	6,850.	160° du pyrom. de Wedg.	Ganh et Schéele.	1774.
Zinc.	blanc bleuâtre.	6,861 à 7,1.	370° thermom. centigr.	Paracelse.	1539.
Fer.	gris bleuâtre.	7,788.	130° du pyromètre.	très anciennement connu.	
Étain.	blanc argentin.	7,291.	210° thermom. centr.	*idem.*	
Cadmium.	blanc argentin.	8,6351.	un peu avant le zinc.	Stromeyer.	1818.
Arsenic.	blanc grisâtre.	5,789.	comme le tellure.	Brandt.	1733.
Molybdène.	gris foncé.	7,400.	presque infusible.	Hielm.	1782.
Chrôme.	blanc grisâtre.	5,900.	*idem.*	Vauquelin.	1797.
Tungstène.	*idem.*	17,6.	*idem.*	Delhuyart.	1781.
Columbium.	gris foncé.	5,61.	infusible.	Hatchett.	1802.
Antimoine.	blanc bleuâtre.	6,7021.	au-dessous de la chal. rouge.	Bazile-Valentin.	15e siè.
Tellure.	*idem.*	6,1150.	un peu moins que le plomb.	Muller.	1782.
Urane.	brun.	8,7.	presque infusible.	Klaproth.	1789.
Cérium.	blanc grisâtre.		infusible.	Hisinger et Berzélius.	1804.
Titane.	jaune.		*idem.*	Gregor.	1781.
Bismuth.	blanc jaunâtre.	9,822.	256° thermom. centigr.	Agricola.	1520.
Cobalt.	blanc argentin.	8,5384.	125° du pyromètre.	Brandt.	1733.
Plomb.	blanc bleuâtre.	11,352.	260° thermom. centigr.	très anciennement connu.	
Cuivre.	rouge.	8,895.	27° du pyromètre.	*idem.*	
Nickel.	blanc argentin.	8,279.	160° du pyromètre.	Cronstedt.	1751.
Mercure.	*idem.*	13,568.	39°—0° thermom. centigr.	très anciennement connu.	
Osmium.	bleu foncé.		infusible.	Tennant.	1803.
Argent.	blanc éclatant.	10,4743.	un peu au-dessus de la chal. r.	très anciennement connu.	
Or.	jaune.	19,257.	32° du pyromètre.	*idem.*	
Platine.	blanc argentin.	20,98.	presque infusible.	Wood.	1741.
Palladium.	*idem.*	12.	*idem.*	Wollaston.	1803.
Rhodium.	*idem.*	11.	infusible.	*idem.*	*idem.*
Iridium.	blanc grisâtre.		presque infusible.	Descotils.	*id.* (1).

(1) *Voy.* les articles *Iridium* et *Osmium*, pour l'historique des découvertes de ces métaux.

197 *bis. Propriétés chimiques.* Le gaz *oxygène* peut se combiner directement avec tous les métaux, excepté avec ceux de la sixième classe : cette combinaison a lieu tantôt à froid, tantôt à chaud; elle est souvent accompagnée d'un grand dégagement de calorique et de lumière. Les métaux peuvent s'unir à l'oxygène en une, en deux, ou en trois proportions, et donner naissance à un *protoxyde*, à un *deutoxyde*, à un *tritoxyde* ou à un *acide ;* il y en a qui ne forment qu'un seul oxyde, d'autres qui en donnent deux, d'autres enfin qui en forment trois.

L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* ont fort peu de tendance à s'unir avec les métaux; le premier ne se combine qu'avec le potassium, le tellure, l'arsenic et le fer; et les deux autres avec le fer et le platine. Il n'en est pas de même du *phosphore*, qui peut se combiner avec un très grand nombre d'entre eux, tantôt par des moyens directs, tantôt par des moyens indirects. Le *soufre* peut également s'unir avec beaucoup de métaux, et donner des sulfures. L'*iode* se combine, à l'aide de la chaleur, avec tous les métaux, et forme des iodures. L'action du *brôme* sur les métaux ressemble beaucoup à celle du chlore; il en résulte des bromures.

198 Le *chlore* gazeux s'unit à tous les métaux, même à la température ordinaire, et donne des chlorures que l'on a regardés jusque dans ces derniers temps, et que quelques chimistes continuent encore à regarder comme des *muriates secs*. Les phénomènes qui accompagnent la formation de ces chlorures diffèrent : tantôt elle a lieu avec dégagement de calorique et de lumière, tantôt elle n'est accompagnée d'aucune flamme.

Le gaz *azote* n'exerce aucune action sur les métaux; on peut cependant, par des moyens indirects, et à l'aide de l'ammoniaque, le combiner avec le potassium ou le sodium. L'*air atmosphérique* agit sur eux comme le gaz oxygène, mais avec moins d'énergie; en outre, comme

l'air contient un peu d'acide carbonique, l'oxyde métallique formé l'absorbe dans certaines circonstances et passe à l'état de carbonate. Les métaux sont insolubles dans l'*eau ;* plusieurs la décomposent, comme nous l'avons dit en exposant les caractères de chacune des six classes.

199 L'*eau oxygénée* n'agit point ou agit à peine sur le fer, l'étain, l'antimoine et le tellure : l'argent, le platine, l'or, l'osmium, le palladium, le rhodium, l'iridium, le plomb, le bismuth et le mercure, très divisés, décomposent ce liquide sans éprouver d'altération, à la température ordinaire, et en dégagent tout l'oxygène, en sorte qu'il ne reste que de l'eau : le cobalt, le nickel, le cadmium et le cuivre ont une action très faible : on ignore comment l'urane, le titane, le cérium, le baryum, le strontium, le calcium, le lithium et le magnésium se comporteraient avec l'eau oxygénée. L'arsenic, le molybdène, le tungstène, le chrôme, très divisés, le potassium, le sodium et le manganèse décomposent l'eau oxygénée, et s'emparent d'une partie ou de la totalité de son oxygène.

200. Les *acides formés par l'oxygène* et par un autre corps, par exemple les acides borique, carbonique, phosphorique, sulfurique, sulfureux, nitrique, etc., ne peuvent se combiner avec les métaux qu'autant que ceux-ci sont oxydés à un degré déterminé. Il est des acides qui peuvent oxyder un certain nombre de métaux à toutes les températures, par exemple l'acide nitrique ; quelques-uns n'en déterminent l'oxydation qu'à un certain degré de chaleur ; enfin, il en est qui n'agissent point sur ces substances. Lorsqu'un des acides, privé d'eau, cède de l'oxygène à un métal, cet oxygène provient nécessairement d'une portion d'acide qui a été décomposée ; tandis que si l'acide contient de l'eau, l'oxygène qui se porte sur le métal peut appartenir à l'acide, à l'eau, ou à tous les deux à la fois. L'oxyde résultant de ces actions diverses peut être au premier, au second ou au troisième degré d'oxydation, et être

susceptible ou non de se combiner avec la portion d'acide non décomposée. Il est des acides liquides formés par l'oxygène, par exemple certains acides végétaux, qui dissolvent quelques métaux sans leur céder de l'oxygène; mais alors le métal s'oxyde aux dépens de l'air atmosphérique. On donne le nom de *sel* à tout corps composé d'un ou de deux acides ou d'un ou de deux oxydes métalliques; d'où il résulte qu'il n'y a que des sels *métalliques*, si toutefois l'on en excepte ceux qui ont pour base l'ammoniaque, la morphine ou quelque autre base végétale. Nous indiquerons incessamment tout ce que nous croyons devoir dire de général sur les sels.

201. Les *acides gazeux formés par l'hydrogène* et par un corps simple non métallique, par exemple les gaz acides hydrochlorique, hydro-bromique, hydriodique et hydro-sulfurique ne peuvent pas oxyder les métaux, puisqu'ils ne contiennent pas d'oxygène lorsqu'ils sont parfaitement secs : aussi ne forment-ils jamais avec eux des sels métalliques : cependant, lorsqu'ils sont chauffés avec certains métaux, ils se décomposent, l'hydrogène est mis à nu, et le chlore, le brôme, l'iode ou le soufre, se combinent avec les métaux pour former des *chlorures*, des *bromures*, des *iodures* ou des *sulfures*. Il n'en est pas de même quand ces acides sont dissous dans l'eau : alors celle-ci peut être décomposée par quelques métaux qui s'emparent de son oxygène pour s'unir ensuite à l'acide, et former un sel.

Plusieurs métaux peuvent se combiner entre eux et former des *alliages*.

Des oxydes métalliques.

202. Les oxydes, appelés *chaux* par les anciens, sont des composés solides, d'une couleur variable, presque toujours différente de celle du métal qui entre dans leur composition. Ils sont, en général, ternes et pulvérulents.

Chauffés dans des vaisseaux fermés, quelques oxydes

abandonnent tout leur oxygène; d'autres n'en perdent qu'une portion et passent à un degré d'oxydation inférieur; enfin, il en est qui ne se décomposent pas. La *lumière* n'en décompose qu'un très petit nombre. Soumis à l'action de la *pile* voltaïque, ils sont tous décomposés, excepté ceux de la première classe; l'oxygène se porte au pôle vitré ou positif, et le métal est attiré par le pôle résineux. Ceux qui sont déjà saturés d'*oxygène* n'éprouvent aucune altération de la part de cet agent ni de celle de l'*air;* un très grand nombre de ceux qui sont peu oxydés absorbent l'oxygène à des températures variables.

Le gaz *hydrogène*, le *carbone*, le *chlore* et le *brôme* peuvent décomposer un plus ou moins grand nombre d'oxydes à une température élevée; les deux premiers s'emparent, en général, de l'oxygène, donnent naissance à de l'eau, à du gaz acide carbonique, ou à du gaz oxyde de carbone, et le métal est mis à nu; le *chlore* et le *brôme* en dégagent l'oxygène, et s'unissent au métal, qu'ils tranforment en *chlorure* ou en *bromure*. Le *chlore* et le *brôme* dissous dans l'eau, peuvent se combiner avec les oxydes de la plupart des métaux qui ne sont pas réductibles par la chaleur; il en est d'autres sur lesquels ils n'exercent aucune action: enfin, quelques-uns d'entre eux sont suroxydés, et perdent par là leur tendance à se combiner avec eux. (*Voy.* les oxydes en particulier.)

Le *soufre* se combine tantôt avec le métal pour former un sulfure, et l'oxygène se dégage à l'état de gaz acide sulfureux; tantôt il s'unit à l'oxyde et donne un oxyde sulfuré; tantôt enfin il se produit un sulfate. Il existe un certain nombre d'oxydes qui cèdent leur oxygène au *phosphore*, et il se forme des *phosphures métalliques*. Plusieurs oxydes peuvent absorber l'*eau*, se combiner avec elle, et donner naissance à des *hydrates* secs et pulvérulents dont la couleur diffère presque toujours de celle des oxydes; ainsi l'hydrate de protoxyde de cobalt est rose, et l'oxyde pur

est bleu; celui de deutoxyde de cuivre est bleu, tandis que le deutoxyde sec est brun-noirâtre.

L'*eau oxygénée* n'agit point sensiblement sur les oxydes d'aluminium, de chrôme, sur le deutoxyde d'étain, sur le protoxyde et le deutoxyde d'antimoine. Le tritoxyde de manganèse, le peroxyde de cobalt, le massicot, le peroxyde de fer hydraté, l'oxyde de nickel noir, le deutoxyde de cuivre bleu, l'oxyde de bismuth jaune, et les protoxydes de potassium et de sodium, dégagent plus ou moins rapidement tout l'oxygène de l'eau oxygénée, sans éprouver d'altération, à la température ordinaire. Les peroxydes de strontium, de calcium et de baryum, les oxydes d'urane, de titane, de zinc, le deutoxyde de cérium en poudre, désoxydent à peine l'eau oxygénée. Les protoxydes de baryum, de strontium et de calcium, dissous dans l'eau, l'hydrate de deutoxyde de cuivre gélatineux, les hydrates de zinc et de nickel, et les hydrates de protoxyde de manganèse, de cobalt, de fer et d'étain, enlèvent de l'oxygène à l'eau oxygénée et se suroxydent. L'oxyde d'argent, le peroxyde de plomb, l'hydrate de deutoxyde de mercure, l'oxyde d'or en poudre brune, et l'oxyde de platine, dégagent l'oxygène de l'eau oxygénée en même temps qu'ils se désoxydent.

Il existe un très grand nombre d'oxydes qui se combinent avec les *acides* sans éprouver ni leur faire éprouver la moindre décomposition; d'autres, trop oxydés, ne peuvent se combiner avec cette classe de corps sans perdre de l'oxygène; enfin, il en est qui, étant peu oxydés, absorbent de l'oxygène à l'acide ou à l'eau qu'il renferme, pour passer à l'état d'oxydation convenable pour entrer en combinaison. En général, la tendance des oxydes pour s'unir avec les acides est d'autant plus grande, qu'ils sont moins oxydés; dans tous les cas, ces combinaisons portent, comme nous l'avons déjà dit, le nom de *sel*.

203. Parmi les acides précédemment étudiés, il en est

deux, l'acide *hypo-phosphorique* et l'acide *nitreux*, dont l'action sur les oxydes est assez remarquable pour devoir être examinée en particulier. Ces acides, en se combinant avec les oxydes, sont décomposés et transformés, savoir, le premier en acide phosphorique et en acide phosphoreux, et le second en acide nitrique et en acide hypo nitreux (*v.* §. 155) ; en sorte qu'ils donnent naissance à un mélange de phosphate et de phosphite, ou de nitrate et d'hypo-nitrite.

Il est des *métaux* doués de la faculté de décomposer certains oxydes en s'emparant de leur oxygène. (*Voy.* §. 286, pour l'action de certains métaux sur les alcalis).

L'*ammoniaque* a la propriété de dissoudre quelques-uns des oxydes métalliques des quatre dernières sections. Le produit appelé *ammoniure*, jouit quelquefois de la propriété de cristalliser.

Plusieurs *oxydes* se combinent entre eux ; quelques-uns peuvent même être dissous par d'autres : c'est ainsi que les protoxydes de potassium ou de sodium dissolvent à merveille les oxydes de plomb, de zinc, de titane, etc.

Composition des oxydes. Elle est très variable; cependant, les divers oxydes d'un métal sont composés de telle manière que les quantités d'oxygène et de métal sont, en général, dans un rapport fort simple; ainsi le deutoxyde contient ordinairement une fois et demie ou deux fois autant d'oxygène que le protoxyde (M. Berzélius). En supposant le protoxyde composé d'un atome de métal et d'un atome d'oxygène, les autres oxydes contiendront deux ou trois atomes d'oxygène.

Des phosphures métalliques.

204. Tous les phosphures sont solides, inodores, cassants, et plus ou moins fusibles; aucun ne se trouve dans la nature. On a fort peu de données sur la composition de

ces corps; on présume qu'ils sont soumis à la même loi que les sulfures, c'est-à-dire que la quantité de phosphore qu'ils renferment est proportionnelle aux quantités d'oxygène contenues dans les oxydes métalliques.

Préparation. On ne peut pas employer le même procédé pour combiner le phosphore avec tous les métaux susceptibles de former des phosphures; il est cependant permis d'établir que presque tous les phosphures peuvent être obtenus en faisant fondre le métal s'il est facilement fusible, ou en le faisant rougir s'il fond difficilement, et en le mettant en contact avec de petits fragments de phosphore. En parlant de l'action de ce corps sur chaque métal en particulier, nous aurons soin d'indiquer les précautions qu'il faut prendre pour parvenir à le combiner avec quelques-uns d'entre eux, tels que le zinc, le potassium, le sodium, le mercure et l'arsenic (voyez *Action du phosphore sur ces métaux*).

Les métaux très oxydables qui peuvent décomposer l'acide phosphorique vitreux, comme le fer, l'étain, le manganèse, etc., se transforment en phosphures et en phosphates lorsqu'on les fait rougir avec cet acide dans un creuset de Hesse; le phosphure fond et forme un culot métallique, tandis que le phosphate reste à la surface.

Presque tous les métaux peuvent passer à l'état de phosphure lorsqu'on les chauffe fortement avec de l'acide phosphorique vitrifié et du charbon; car celui-ci s'empare de l'oxygène de l'acide et met le phosphore à nu.

Des sulfures métalliques.

205. Tous les sulfures sont solides, cassants, inodores, plus ou moins fusibles, susceptibles d'absorber le gaz oxygène ou l'air atmosphérique à une température élevée, et de se décomposer en donnant naissance à différents produits.

Composition. L'expérience prouve que la plupart des

oxydes métalliques des quatre dernières classes donnent, lorsqu'on les traite par l'acide hydro-sulfurique, un sulfure et de l'eau, c'est-à-dire que l'oxygène de l'oxyde se trouve en assez grande quantité pour saturer l'hydrogène de l'acide. Il résulte de ce fait que la quantité de soufre des sulfures métalliques dont nous parlons est proportionnelle à la quantité d'oxygène que contiennent les oxydes. Suivant M. Berzélius, on ne peut former avec les métaux tout au plus qu'autant de sulfures qu'ils peuvent donner d'oxydes; en outre, le proto-sulfure d'un métal quelconque renferme deux fois autant de soufre qu'il y a d'oxygène dans le protoxyde du même métal; le deuto-sulfure en contient deux fois autant qu'il y a d'oxygène dans le deutoxyde : or, nous avons dit, en parlant de la composition des oxydes d'un même métal, que la quantité d'oxygène contenue dans ceux qui sont très oxydés était $1\frac{1}{2}$, 2 ou 4 fois aussi considérable que celle du protoxyde : donc nous devons admettre la même loi de composition pour les sulfures. Éclaircissons ces données par un exemple : supposons que des trois oxydes d'un métal, le protoxyde contienne, sur 100 parties de métal, 6 d'oxygène, le deutoxyde 12, et le tritoxyde 24; supposons de plus que l'on puisse former trois sulfures avec le même métal; le proto-sulfure sera composé de 100 de métal + 12 de soufre; le deuto-sulfure contiendra 24 de soufre, et le trito-sulfure 48. Quelques métaux semblent au premier abord pouvoir fournir un plus grand nombre de sulfures que d'oxydes; mais ces diverses combinaisons doivent être considérées, d'après M. Berzélius, comme de véritables sulfures avec un excès de soufre ou de métal.

206. *Préparation.* On peut les obtenir, 1° en faisant fondre le métal dans un creuset, s'il est facilement fusible, et en y ajoutant du soufre; et s'il ne fond que difficilement, en projetant dans un creuset rouge un mélange de soufre et du métal pulvérisé : dans tous les cas, il faut continuer

à chauffer pendant quelque temps ; on opère dans des vaisseaux fermés si le métal est très oxydable, par exemple si on agit sur le potassium ou sur le sodium. 2° On peut faire les sulfures des métaux des quatre dernières classes en exposant à une température élevée leurs oxydes mêlés avec du soufre : l'oxygène se porte sur une portion du soufre pour former de l'acide sulfureux qui se dégage, et le métal se combine avec l'autre portion de soufre. 3° On obtient un assez grand nombre de sulfures métalliques, formés par les métaux des trois dernières classes, en décomposant leurs dissolutions par les hydro-sulfates solubles de potasse, de soude et d'ammoniaque, et quelquefois même par l'acide hydro-sulfurique (voy. *hydro-sulfates*. § 264, page 336).

Des iodures métalliques.

207. Ils sont tous solides, inodores, fragiles ; la plupart sont incolores, sapides et cristallisables. Tous ceux qui sont solubles dans l'eau se transforment en hydriodates (*voyez* plus bas *chlorures*). Aucun ne se trouve dans la nature. Ils sont tous décomposés par le chlore, qui s'empare du métal et met l'iode à nu.

Composition. L'acide hydriodique donne, avec plusieurs oxydes métalliques, de l'eau et un iodure ; d'où il résulte que, comme dans les sulfures, la quantité d'iode est proportionnelle à la quantité d'oxygène des oxydes.

Préparation. 1° On peut combiner directement l'iode, à l'aide de la chaleur, avec un certain nombre de métaux, tels que le potassium, le sodium, le mercure, le fer, le zinc, l'étain, etc. 2° Les dissolutions métalliques dont les métaux ne décomposent pas l'eau, comme sont celles de cuivre, de plomb, d'argent, de bismuth, etc., donnent par les hydriodates solubles un précipité d'*iodure* ; en effet, l'hydrogène de l'acide hydriodique se combine

avec l'oxygène de l'oxyde, et l'iode se précipite avec le métal.

Des bromures métalliques.

208. Ils sont tous solides, colorés ou incolores, sapides ou insipides; il en est qui se dissolvent dans l'eau, et qui, à l'instar des chlorures, décomposent ce liquide; ils se transforment alors en hydro-bromates (*voy.* plus bas *chlorures*). Le chlore les décompose et en dégage le brôme. On peut obtenir les bromures comme les iodures.

Des chlorures métalliques.

209. Parmi les chlorures métalliques il en est un certain nombre qui n'exercent aucune action sur l'eau et ne s'y dissolvent pas; mais la majeure partie la décomposent, s'y dissolvent, et donnent un sel composé d'acide hydrochlorique et de l'oxyde du métal.

Théorie. On peut représenter le chlorure par

	chlore	+ métal.
L'eau peut être représentée par	hydrogène	+ oxygène.
	Acide hydro-chlorique	+ oxyde métallique.

La décomposition de l'eau est sollicitée, d'une part, par le chlore, qui tend à se combiner avec l'hydrogène, et de l'autre par le métal, dont l'affinité pour l'oxygène est plus ou moins grande (1).

(1) Plusieurs chimistes pensent que les chlorures métalliques solubles se dissolvent dans l'eau sans la décomposer, et, par conséquent, ils n'admettent pas la formation d'un hydro chlorate; nous n'adopterons pas cette théorie avant que de nouvelles expériences n'en aient démontré toute l'exactitude.

L'*eau oxygénée* n'agit point sur le chlorure de zinc, ni sur les deuto-chlorures de mercure et d'étain. Les chlorures de potassium, de sodium, de baryum, de calcium, et d'antimoine, en dégagent lentement l'oxygène.

Composition. Lorsqu'on décompose par le feu un hydro chlorate dont l'oxyde est réductible, on obtient de l'eau et un chlorure : or, l'eau est formée d'un volume d'hydrogène et d'un demi-volume d'oxygène; tandis que, dans l'acide hydro-chlorique, il y a un volume d'hydrogène et un volume de chlore : donc la quantité de chlore d'un chlorure métallique doit être à la quantité d'oxygène de l'oxyde du même métal comme 1 à $\frac{1}{2}$, c'est-à-dire comme le poids d'un volume de chlore est au poids d'un demi-volume d'oxygène; d'où il résulte que la composition des chlorures est soumise à la même loi que celle des sulfures et des iodures.

210. *Préparation.* 1° On peut combiner directement le chlore gazeux avec tous les métaux ; tantôt à froid, tantôt à une température un peu élevée ; il en résulte des chlorures qui peuvent être au *minimum* ou au *maximum* de chlore. 2° On peut obtenir plusieurs chlorures en faisant passer du chlore gazeux sec à travers les oxydes incandescents placés dans un tuyau de porcelaine : tels sont les oxydes de magnésium, de calcium, de baryum, de strontium, etc. 3° Enfin, tous les hydrochlorates, excepté ceux de la première classe, et les hydrochlorates, de magnésie et d'ammoniaque, se transforment en chlorures lorsqu'on les a fortement chauffés. Il serait important d'examiner les propriétés de ces divers chlorures, et de comparer entre eux ceux qui sont formés par le même métal, et que l'on a obtenus par ces différents procédés; cet examen pourrait jeter quelque jour sur l'histoire de ces composés, qui mérite d'être approfondie.

Des sels.

211. On donne le nom de *sel* a un composé d'un ou de deux *acides* et d'une ou de plusieurs *bases*. Celles-ci sont de trois ordres : 1° les oxydes métalliques ; 2° l'ammoniaque; 3° des substances végétales alcalines, telles que la morphine, la brucine, la strychnine, etc. (1) On appelle *sel*

---

(1) M. Berzélius envisage les sels d'une manière tout-à-fait différente. Il pense que le sel doit être défini, *tout composé dont les éléments*, quel que soit leur nombre, *anéantissent réciproquement*, *d'une manière complète*, *leurs propriétés électro-chimiques* : ainsi, le chlore, l'iode et le phtore, en se combinant avec les métaux électro-vitrés, donnent des sels, tout comme les acides en s'unissant avec les bases, parce que, dans l'un et dans l'autre cas, il y a anéantissement des propriétés électro-chimiques des composants; tandis que l'oxygène, en se combinant avec les mêmes métaux *électro-vitrés*, fournit des oxydes qui ne sont pas des sels, parce que, dans ces composés, les réactions électriques ne sont pas anéanties. Les sels se divisent en deux classes : 1° *sels haloïdes* (*d'halogène*, qui veut dire générateur de sels) · ce sont ceux qui résultent de la combinaison du chlore, de l'iode ou du phtore avec un métal électro-vitré; 2° *sels amphides*. Pour bien concevoir ce que c'est qu'un *sel amphide*, il faut savoir que, loin d'admettre comme on l'a fait jusqu'à ce jour, que les *bases* métalliques sont formées d'un métal et d'oxygène, M. Berzélius pense qu'elles sont composées d'un métal et d'*oxygène*, ou d'un métal et de *soufre*, ou d'un métal et de *sélénium*, ou d'un métal et de *tellure* : aussi désigne-t-il l'oxygène, le soufre, le sélénium et le tellure par la dénomination de *basigènes*. Les *sels amphides* sont subdivisés en quatre sections : *a oxy-sels* : ceux dont le basigène est l'*oxygène* : tels sont le sulfate de fer, le nitrate de potasse, etc.; *b sulfo-sels*, ceux dont le basigène est le *soufre*, comme le *sulfo-hydrate*

double celui qui renferme deux oxydes; sel *neutre* celui qui ne rougit point l'*infusum* de tournesol et qui ne verdit pas le sirop de violettes; *sur-sel* celui qui rougit l'*infusum* de tournesol; enfin, *sous-sel*, celui qui est avec excès de base : quelques-uns des sous-sels verdissent le sirop de violettes et ramènent au bleu l'*infusum* de tournesol, rougi par un acide.

Propriétés générales des sels métalliques.

Propriétés physiques des sels. On ne connaît aucun sel gazeux; il y en a un petit nombre de liquides, mais la plupart sont solides, d'une couleur et d'une cohésion variables, cristallisés ou pulvérulents, inodores ou odorants, sapides ou insipides, et plus pesants que l'eau.

212. *Propriétés chimiques. Action de l'eau sur les sels.* Les sels sont solubles ou insolubles dans l'eau : en général ceux-ci sont insipides; les autres ont de la saveur. La solubilité d'un sel dans l'eau dépend de son affinité pour ce liquide et de sa cohésion; il sera d'autant plus soluble que cette affinité sera plus grande et la cohésion moins forte, et *vice versâ.* De deux sels ayant la même affinité pour

---

potassique, le *sulfo-carbonate sodique*, le *sulfo-arseniate calcique :* le premier de ces sels est formé, suivant l'auteur, de *sulfure de potassium* (base), et d'hydrogène sulfuré, qu'il appelle *sulfide hydrique ;* le second se compose de *sulfure de sodium* (base), et de carbure de soufre, ou *sulfide carbonique;* enfin, le troisième résulte de la combinaison du *sulfure de calcium* (base) avec le sulfure d'arsenic, ou *sulfide arsénique; c seleni-sels :* ceux dont le basigène est le *sélénium ; d telluri-sels :* ceux dont le basigène est le *tellure.* (Voyez, pour plus de détails, le *Mémoire de M. Berzélius*, inséré dans les *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XXXI et XXXII, 1826.)

l'eau, le plus soluble sera celui qui a moins de cohésion. Il arrive quelquefois qu'un sel qui a moins d'affinité pour l'eau qu'un autre se dissout plus facilement, parce que sa force de cohésion est beaucoup moindre. Lorsqu'un sel a été dissous dans l'eau, celle-ci perd, en général, la propriété d'entrer en ébullition à 100° (la pression de l'air étant à 76 centimètres), et en exige 102°, 104°, 106°, 108°, etc. Plus l'affinité du sel pour l'eau est grande, plus la température doit être élevée pour que le liquide entre en ébullition; on peut donc déterminer l'affinité de plusieurs sels pour l'eau en en mettant quantités égales dans ce liquide, et en examinant le degré auquel il bout. L'eau qui est déjà saturée d'un sel peut encore dissoudre une certaine quantité d'un autre sel soluble, pourvu que les deux sels ne se décomposent pas.

213. Presque toujours la dissolution d'un sel s'opère plus facilement et plus abondamment dans l'eau chaude que dans l'eau froide (1); aussi lorsqu'on a dissous dans de l'eau bouillante tout le sel dont elle pouvait se charger, une partie cristallise-t-elle par le refroidissement, si ce sel

(1) Nous disons presque toujours, car il existe des sels et d'autres corps plus solubles à froid qu'à chaud : tels sont le sous-carbonate de magnésie, la magnésie calcinée, la chaux vive, etc. Voici comment s'exprime le rédacteur des *Annales de Chimie et de Physique*, en traitant ce sujet : « Le phénomène d'une moindre solubilité à chaud qu'à froid, qui est sans doute plus commun qu'on ne pense, cesse de paraître extraordinaire lorsqu'on se rappelle que la chaleur, d'abord necessaire pour produire une combinaison, détruit souvent cette même combinaison lorsque son intensité est devenue plus grande : c'est que la chaleur, après avoir exalté les forces attractives des molécules des corps, peut souvent les affaiblir et les changer même en forces répulsives (tome XVI). »

est cristallisable; mais il est presque impossible d'obtenir par ce moyen des cristaux réguliers. Voici comment on doit procéder pour avoir de beaux cristaux : 1° on fera dissoudre 7 à 8 livres de sel dans une assez grande quantité d'eau bouillante pour qu'il ne s'en dépose pas beaucoup par le refroidissement; 2° après avoir décanté la dissolution, on la déposera dans des vases à fond plat, sur lesquels elle ne puisse exercer aucune action chimique, et qui soient dans un lieu tranquille; 3° lorsque, par l'évaporation spontanée de l'eau, il se sera formé des cristaux au bout de quelques jours, on choisira les plus gros et les plus réguliers, et on les placera dans un autre vase pareil, dans lequel on mettra une nouvelle dissolution de sel préparée de la même manière; on les retournera chaque jour, et on les verra grossir par toutes leurs faces et d'une manière régulière. Il faudra recommencer la même opération jusqu'à ce que les cristaux aient acquis un volume assez considérable, alors on n'en mettra qu'un dans chaque vase contenant la dissolution : quelques semaines suffiront pour obtenir des cristaux très volumineux. Ce procédé est dû à M. Leblanc. Il arrive quelquefois que les dissolutions salines, même les plus concentrées, ne cristallisent qu'autant qu'on les agite ou qu'on les renferme dans un vase lorsqu'elles sont encore très chaudes. On a donné le nom d'*eau-mère* à la dissolution saline qui reste sur les cristaux après leur formation : cette eau contient encore du sel, mais elle n'en est pas saturée.

Les cristaux salins renferment très souvent de l'eau : tantôt elle est combinée avec chacune des molécules intégrantes du sel, et porte le nom d'*eau de cristallisation ;* elle fait quelquefois la moitié du poids du cristal, et celui-ci lui doit sa transparence, puisqu'il suffit de la lui faire perdre pour le rendre opaque; tantôt elle est libre, placée entre les molécules intégrantes, et n'influe en aucune manière sur la transparence : on peut l'absorber facilement

en pressant le cristal pulvérisé entre deux feuilles de papier Joseph.

Les cristaux ainsi formés sont-ils composés des mêmes principes que la dissolution qui les a fournis ? On peut répondre par l'affirmative pour tous les sels, excepté peut-être pour quelques hydro chlorates et pour un certain nombre d'hydriodates, qu'il suffit de faire cristalliser, suivant M. Gay-Lussac, pour les transformer en chlorures ou en iodures; ce qui ne peut s'expliquer sans admettre qu'au moment de la formaton des cristaux, l'hydrogène des acides hydro-chlorique ou hydriodique se combine avec l'oxygène de l'oxyde pour former de l'eau, et que le chlore ou l'iode s'unissent avec le métal provenant de l'oxyde décomposé : tel serait, par exemple, l'hydro chlorate de soude (dissolution de sel commun). Ce fait n'est pas encore généralement admis.

Action de la glace sur les sels solubles. Lorsqu'on mêle promptement, et dans des proportions convenables, de la glace pilée ou de la neige avec un sel soluble *cristallisé* ou peu *desséché*, le mélange devient liquide, et il se produit un froid plus ou moins considérable; d'où il suit qu'il y a eu du calorique absorbé aux corps environnants pour liquéfier les deux solides, phénomène qui ne peut dépendre que de l'affinité qui existe entre ces deux corps à l'état liquide. On peut, en mêlant trois parties d'hydro chlorate de chaux et une partie de neige, faire descendre le thermomètre jusqu'à 58°,33—0°; tandis que deux parties de neige et une partie d'hydro chlorate de soude (sel commun) ne produisent qu'un froid de 20°,55. Il est évident que le refroidissement sera d'autant plus considérable, toutes choses égales d'ailleurs, que le sel employé aura plus d'affinité pour l'eau (1).

(1) On peut obtenir un froid de 15° R. en dissolvant dans

Action de l'eau oxygénée sur les sels. Les sulfates de potasse, de soude, de chaux, de baryte, de strontiane, d'ammoniaque et d'alumine; le sous-sulfate de deutoxyde de mercure; les nitrates de potasse, de soude, de baryte, de strontiane, de plomb et de bismuth; le phosphate de soude et le chlorate de potasse, sont sans action sur l'eau oxygénée. Les sulfates de manganèse, de zinc, de cuivre et de fer; les nitrates de manganèse, de cuivre, de protoxyde de mercure et d'argent; le sous-carbonate de soude, le carbonate de potasse, et les hydrochlorates de manganèse et d'ammoniaque, dégagent lentement l'oxygène de l'eau oxygénée. L'hydriodate de baryte cristallisé, l'hydrosulfate de potasse légèrement sulfuré, l'hydrosulfate de fer, et le kermès (sous-hydrosulfate d'antimoine), décomposent l'eau oxygénée et absorbent la totalité ou une partie de son oxygène.

214. *Action du gaz oxygène sur les sels.* Les sels dont l'acide et l'oxyde sont au *summum* d'oxydation n'éprouvent aucune altération de la part de cet agent : parmi ceux qui ne sont pas dans ce cas, il en est qui l'absorbent. L'*air* atmosphérique agit de la même manière.

215. *Action hygrométrique de l'air à la température ordinaire.* Indépendamment de l'action dont nous venons de parler, l'air en exerce une autre qu'il nous importe beaucoup de connaître. Les sels insolubles sont inaltérables à l'air. Parmi ceux qui sont solubles, il en est un certain nombre qui, étant placés dans l'air à l'état d'humidité ordinaire, attirent cette humidité et passent à l'état li-

---

4 parties d'eau froide un sel préparé en Angleterre, et qui n'est qu'un mélange de 57 parties d'hydrochlorate de potasse, de 32 parties d'hydrochlorate d'ammoniaque, et de 10 de nitrate de potasse. (V. *Sulfate de soude*, pour la formule d'un autre mélange réfrigérant.)

quide; on les appelle *déliquescents :* il en est d'autres qui n'éprouvent point d'altération. Tous les sels solubles non déliquescents dans un air humide tombent en *deliquium* si l'air est chargé d'humidité. Enfin, il existe un certain nombre de sels qui, étant exposés à l'air, perdent leur transparence, leur eau de cristallisation, et se transforment en une poudre blanche; ces sels, que l'on appelle improprement *efflorescents*, ont peu d'affinité pour l'eau, et n'ont presque pas de cohésion, ce qui explique leur grande solubilité. En général, les sels déliquescents ou efflorescents contiennent une très grande quantité d'eau de cristallisation.

216. *Action du calorique sur les sels solides.* Les sels *efflorescents*, et ceux qui sont très *déliquescents*, fondent dans leur eau de cristallisation lorsqu'on les chauffe : on dit alors qu'ils éprouvent la fusion *aqueuse ;* mais, comme cette eau ne tarde pas à être entièrement volatilisée, ils se dessèchent; si on continue à les chauffer, plusieurs d'entre eux sont de nouveau fondus par le feu : on désigne cette fusion sous le nom d'*ignée.* Les sels qui ne sont ni efflorescents ni déliquescents dans un air peu humide, et qui cependant contiennent un peu d'eau, *décrépitent*, petillent, ou font entendre un bruit que l'on attribue à la vaporisation de l'eau et à la séparation des petites molécules salines. Il y a cependant quelques sels qui décrépitent et qui ne contiennent pas d'eau; tel est, par exemple, le sulfate de protoxyde de *potassium :* dans ce cas, la décrépitation doit être attribuée à la séparation brusque des molécules, opérée par le calorique. Plusieurs de ces sels sont susceptibles d'éprouver après la fusion ignée. Il existe des sels qui peuvent être fortement chauffés sans se décomposer, et qui ne se volatilisent que très difficilement; d'autres qui sont volatils et qui ne tardent pas à se sublimer; enfin, d'autres qui se décomposent avant ou après avoir éprouvé l'une ou l'autre des fusions dont nous avons parlé.

217. *Action du fluide électrique sur les sels.* Tous les sels peuvent être décomposés par le courant du fluide électrique qui se produit dans la pile de Volta, pourvu qu'ils soient humides ou dissous; mais tous ne donnent pas les mêmes produits. Quelquefois l'oxyde métallique est attiré par le pôle résineux ou négatif, et l'acide par le pôle vitré ou positif; mais le plus souvent le métal seul se porte sur le pôle résineux, et l'oxygène et l'acide sur le pôle vitré : dans ce cas, si le métal que l'on doit obtenir a de la tendance à s'amalgamer avec le mercure, on favorise singulièrement la décomposition du sel en le mettant en contact avec ce métal. Dans quelques circonstances, très rares à la vérité, les acides et les bases sont décomposés; l'eau qui humectait les sels ou qui les tenait en dissolution, est également décomposée; l'hydrogène est attiré par le pôle résineux et l'oxygène par le pôle vitré.

La décomposition par le *fluide électrique* peut s'opérer sans que les fils de la pile soient en contact avec le sel : ainsi, que l'on introduise une dissolution de sulfate de potasse (1) dans un vase; que l'on fasse communiquer ce liquide, à l'aide de deux fils d'amiante, avec de l'eau contenue dans deux tubes de verre placés aux parties latérales et à une certaine distance du vase où se trouve le sulfate de potasse; que l'on soumette l'eau des deux tubes à l'action de la pile de Volta, de manière à ce qu'elle soit en contact, d'un côté avec le pôle vitré, et de l'autre avec le pôle résineux, on observera au bout de quelque temps que cette dernière contient de la potasse, tandis que l'autre renferme de l'acide sulfurique. Pour que cette expérience réussisse, il faut que le niveau de l'eau dans les deux tubes

---

(1) Nous emploierons souvent les mots *chaux*, *baryte*, *strontiane*, *potasse* et *soude*, comme synonymes d'oxyde de calcium, de protoxyde de baryum, d'oxyde de strontium, et de protoxyde de potassium et de sodium.

soit au-dessus du niveau de la dissolution de sulfate de potasse.

Action de la lumière. La *lumière* n'agit que sur quelques sels de la cinquième et de la sixième section, dont elle change la couleur.

Action des corps simples non métalliques. Plusieurs d'entre eux peuvent décomposer un très grand nombre de sels à l'aide de la chaleur; mais en général, ils agissent peu sur leurs dissolutions.

218. *Action des acides sur les sels.* Les sels peuvent être décomposés par certains acides, à des températures variables. Tantôt l'acide s'empare en totalité de l'oxyde métallique, et forme un nouveau sel; alors l'acide du sel décomposé se dégage à l'état de gaz, ou reste dissous ou se précipite, suivant qu'il est gazeux, liquide ou solide, et qu'il est plus ou moins soluble dans l'eau: tantôt l'acide décomposant ne s'empare que d'une portion d'oxyde; alors on obtient deux sels (1); tantôt, enfin, il y a décomposi-

---

(1) MM. Henry fils et Soubeirau ont lu, le 30 juillet 1825, un Mémoire à l'Académie royale de Médecine, dans lequel, après avoir étudié l'action de l'acide sulfurique sur l'hydrochlorate et le phosphate de soude, et sur le nitrate de potasse, celle des acides hydro-chlorique et phosphorique sur le sulfate de soude, et celle de l'acide tartrique sur l'acétate de soude, ils ont conclu : 1° qu'un acide ajouté à la solution d'un sel s'empare toujours d'une partie de sa base, quelle que soit d'ailleurs l'énergie chimique des deux acides; 2° que la décomposition du sel peut être complète, si l'acide décomposant est en assez grand excès; 3° que dans les réactions de ce genre, il se fait toujours des sels en proportions définies, et que les acides *hors de combinaison* existent en même temps dans la liqueur, et s'empêchent mutuellement d'agir; 4° que les quantités d'acides qui peuvent se contrebalancer ne sont pas toujours dans un même rapport, que leurs proportions relatives sont variables avec les circonstances sous l'influence

tion de l'acide décomposant et de l'oxyde du sel; c'est ce qui arrive lorsqu'on verse les acides hydro-sulfurique et hydro-chlorique, etc., dans certaines dissolutions salines. Éclaircissons ce dernier fait par un exemple : supposons que l'on verse de l'acide hydro-sulfurique dans une dissolution de nitrate de protoxyde de plomb; nous pouvons représenter ce sel par

Acide nitrique +	(oxygène	+	plomb).
Et l'acide hydro-sulfurique par.	Hydrogène	+	soufre.
	Eau.	+	Sulfure de plomb.

L'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique forme de l'eau avec l'oxygène du protoxyde de plomb, tandis que le soufre s'unit avec le plomb et donne naissance à un sulfure insoluble.

L'acide *sulfurique* décompose en totalité ou en partie tous les sels connus, excepté les sulfates; quant aux autres acides, nous ne pouvons rien dire de général; il en est qui décomposent certains sels et qui ne peuvent pas en décomposer d'autres.

219. Presque tous les sels insolubles dans l'eau peuvent se dissoudre dans les acides nitrique, hydro-chlorique, etc.; cependant, dans beaucoup de cas, la dissolution ne s'opère que parce qu'il y a décomposition du sel. Nous citerons deux exemples pour éclaircir ce fait : le carbonate de chaux ne se dissout dans l'acide nitrique qu'après avoir été décomposé et transformé en nitrate de chaux soluble;

---

desquelles on a opéré; 5° enfin, que la décomposition d'un sel par un acide, quand tous les produits restent en dissolution, ne s'écarte pas des lois ordinaires des combinaisons (*Journal de Pharmacie,* tom. XI, pag. 430).

le sous-phosphate de chaux se dissout dans l'acide nitrique sans avoir été décomposé.

220. *Action de l'ammoniaque sur les sels.* L'ammoniaque décompose en totalité ou en partie tous les sels formés par les métaux de la première et des quatre dernières classes ; elle s'empare de l'acide, avec lequel elle forme un sel soluble, tandis que l'oxyde métallique est précipité; souvent cet oxyde est redissous par un excès d'ammoniaque, et il se produit alors un sel double soluble ; quelquefois aussi on obtient un sel double insoluble.

221. *Action des métaux sur les sels desséchés.* Cette action est trop variée pour pouvoir être détaillée dans les généralités. Si le métal et le sel appartiennent à l'une des quatre dernières classes, et que le sel soit en dissolution, il arrive souvent qu'il est décomposé, par exemple, lorsque le métal dont on se sert n'a pas beaucoup de cohésion, et qu'il a plus d'affinité pour l'oxygène et pour l'acide que n'en a celui qui entre dans la composition du sel : alors le métal de la dissolution est précipité, et le métal précipitant forme avec l'oxygène et avec l'acide un nouveau sel métallique. Tantôt le métal précipité se dépose seul sous la forme d'une poudre terne ou de cristaux brillants; tantôt il s'unit au métal précipitant, et produit quelquefois des cristallisations métalliques plus ou moins belles ; tantôt, enfin, il se combine avec l'hydrogène de l'eau de la dissolution ou avec l'oxygène de l'acide. Nous reviendrons sur ces divers phénomènes en faisant l'histoire particulière des sels.

222. *Action des oxydes métalliques ou des bases.* Les sels peuvent être décomposés par certains oxydes à des températures variables; tantôt l'oxyde décomposant s'empare en totalité de l'acide, et il en résulte un nouveau sel : alors l'oxyde du sel décomposé se précipite, ou reste en dissolution, ou se volatilise; tantôt il ne s'en empare qu'en partie, et il se forme un *sel double* ou à double oxyde.

Il n'existe pas un seul oxyde qui décompose tous les sels ; mais les *protoxydes de potassium et de sodium* (potasse et soude) peuvent décomposer tous ceux de la première et des quatre dernières classes, et quelques-uns de la seconde.

223. *Action des sels solubles les uns sur les autres.* Toutes les fois qu'on met ensemble deux sels dissous, et que ces sels renferment les éléments capables de donner naissance à un sel soluble et à un sel insoluble, ou bien à deux sels insolubles, leur décomposition a nécessairement lieu, à moins qu'il ne puisse se former un sel double ; on observe le même phénomène s'il peut se produire un sel soluble et un corps insoluble qui ne soit pas un sel. Ce fait, dont nous devons la découverte à Berthollet, est de la plus haute importance ; l'art de formuler peut en tirer de grands avantages : ainsi l'on se gardera bien de prescrire ensemble de l'*hydrochlorate de baryte* (muriate) et un *sulfate* soluble, par exemple celui de *soude*, car les deux sels seraient décomposés et transformés en *sulfate de baryte* insoluble, et en *hydrochlorate de soude* soluble ; la même décomposition aurait lieu si l'on prescrivait à la fois l'*acétate de plomb* (sel de Saturne) et un *sulfate* soluble, ou bien le *nitrate d'argent* et un *hydrochlorate* soluble, par exemple celui de *potasse* (muriate de potasse).

224. Si les deux sels solubles que l'on a mêlés ne sont pas de nature à pouvoir donner un sel soluble et un sel insoluble, la dissolution n'est pas troublée ; il peut même arriver qu'il n'y ait aucune décomposition. Si l'on évapore la liqueur, il se forme des cristaux, ou il se dépose un précipité ; et si on continue à évaporer, on obtient encore des cristaux qui peuvent être d'une autre nature que les premiers : la même chose a lieu si on pousse encore plus loin l'évaporation. Dans ces cas, les deux sels peuvent finir par se décomposer : ainsi, par exemple, que l'on mêle parties égales de *sulfate de potasse* et d'*hydro-*

chlorate de magnésie en dissolution, la liqueur ne se troublera pas; si l'on fait évaporer, il se déposera d'abord des cristaux de sulfate de potasse; en continuant l'évaporation, on obtiendra de l'hydrochlorate de potasse, du sulfate de potasse, et du sulfate de potasse et de magnésie; enfin, si l'on continue à faire évaporer, il se formera de l'hydrochlorate de potasse et du sulfate de magnésie, et l'eau-mère contiendra un peu de chaque sel. Ce fait et une multitude d'autres que nous passons sous silence nous permettent d'affirmer que les phénomènes que présentent les deux sels solubles, dans ce cas particulier, varient suivant la concentration de la liqueur, les proportions dans lesquelles les sels sont mêlés, et l'action qu'ils exercent les uns sur les autres.

225. *Action des sels solubles sur les sels insolubles.* Toutes les fois qu'un sel soluble et un sel insoluble renferment les éléments propres à donner naissance à deux sels insolubles, la décomposition est forcée.

226. Tous les sels insolubles récemment précipités, ou réduits en poudre impalpable, sont en partie décomposés par les *carbonates* ou les sous-carbonates de potasse ou de soude dissous dans l'eau, pourvu qu'on fasse bouillir le mélange pendant un heure: ainsi *le sulfate de baryte*, sel très insoluble, sera décomposé par le *sous-carbonate de potasse*, et il en résultera du sous-carbonate de baryte insoluble et du sulfate de potasse soluble; mais on ne pourra jamais décomposer la totalité du sulfate de baryte employé.

227. *Action des sels à l'état solide les uns sur les autres.* Lorsqu'on chauffe ensemble deux sels dont les éléments peuvent donner lieu à un sel fixe et à un sel volatil, la décomposition est forcée: ainsi, par exemple, l'hydrochlorate d'ammoniaque et le sous-carbonate de chaux se transforment à une température élevée, en sous-carbonate d'ammoniaque volatil, et en hydro chlorate de chaux

fixe (1) ; cette décomposition a même lieu dans le cas où il peut se former un ou deux sels fusibles.

Composition des sels. L'oxyde de tous les sels d'un même genre, par exemple de tous les sulfates, des carbonates, etc., au même degré de saturation, renferme une quantité d'oxygène proportionnelle à la quantité d'acide avec lequel il est uni, ou à la quantité d'oxygène de cet acide. Si les sels sont neutres, l'oxygène de l'acide est une, deux, trois, quatre, jusqu'à huit fois aussi abondant que celui de l'oxyde; dans les sels acides, la quantité d'oxygène de l'acide peut être encore plus forte relativement à celle de l'oxyde; tandis que dans les sous-sels, elle peut être égale, ou le double, ou le triple, ou bien la moitié, le tiers, etc.

228. *Préparation des sels.* On connaît plusieurs procédés à l'aide desquels on peut obtenir les sels. 1° On met les oxydes en contact avec les acides, après les avoir réduits en poudre fine, ou mieux encore lorsqu'ils sont récemment préparés et gélatineux : la combinaison a lieu tantôt avec dégagement de calorique, tantôt sans aucun phénomène sensible; dans certains cas, on ne peut l'opérer qu'en élevant un peu la température, mais le plus souvent elle se fait très bien à froid. On peut se procurer tous les sels par ce procédé. 2° On peut les obtenir presque tous en substituant aux oxydes leurs carbonates : dans ce cas, il y a effervescence. 3° Presque tous les sels insolubles peuvent être préparés par la voie des doubles décompositions : ainsi le sulfate de baryte insoluble peut être obtenu au moyen du sulfate de potasse et de l'hydrochlorate de baryte, sels qui se décomposent mutuellement, parce qu'ils peuvent donner naissance à un sel soluble et à un sel insoluble (*voyez* § 223): Il suffit, pour réussir dans la préparation de ces sels, de prendre une dissolution saline dont l'acide soit le

(1) Celui-ci passe à l'état de chlorure lorsqu'il a été fondu.

même que celui du sel insoluble que l'on veut avoir, et de la verser dans une autre dissolution saline dont l'oxyde soit aussi le même que celui du sel insoluble que l'on cherche à obtenir, pourvu toutefois que les deux dissolutions puissent donner naissance à un sel soluble et à un sel inluble. Ainsi, dans l'exemple que nous avons choisi, pour avoir le sulfate de baryte insoluble, on emploie deux dissolutions, dont l'une renferme l'acide sulfurique et l'autre la baryte. Si l'on voulait préparer du phosphate de chaux insoluble, on prendrait une dissolution de phosphate de potasse ou de soude et une autre d'hydrochlorate de chaux, etc. En général, il faut que les dissolutions salines soient dans un état convenable de saturation. Le sel insoluble doit être lavé à grande eau. 4° Plusieurs sels peuvent être obtenus en faisant agir les métaux avec les acides concentrés: il y a décomposition d'une partie de l'acide, oxydation du métal, et combinaison de l'oxyde avec l'acide non décomposé : *exemple*, acide sulfurique concentré et mercure. Il y a des cas où il faut élever la température; d'autres, au contraire, où le sel se forme à froid. 5° On peut préparer un assez grand nombre de sels en mettant les métaux en contact avec les acides affaiblis : l'eau est décomposée, le métal oxydé se combine avec l'acide, et il se dégage du gaz hydrogène. 6° Les sous-sels insolubles s'obtiennent en versant dans la dissolution du sel une certaine quantité de potasse, de soude ou d'ammoniaque, qui ne saturent qu'une partie de l'acide et en précipitent le sous-sel; on le lave à grande eau. Il y a encore quelques autres procédés dont nous omettons de parler, parce qu'ils sont particuliers à certaines espèces de sels. Les *sels doubles* s'obtiennent, 1° en mêlant les sels simples qui les composent : ainsi le sulfate ammoniaco-magnésien se produit lorsqu'on mêle du sulfate d'ammoniaque avec du sulfate de magnésie; 2° en ajoutant à l'un des sels simples qui entrent dans la composition du sel double, la base qui lui manque : ainsi le même

sel double peut être obtenu en versant de l'ammoniaque dans une dissolution de sulfate de magnésie.

229. Après avoir examiné l'action des divers agents étudiés jusqu'ici sur les sels en général, nous devons faire connaître la marche que nous nous proposons de suivre dans leur histoire particulière. On a remarqué depuis long-temps que les sels formés par un même acide jouissent d'un certain nombre de propriétés communes, et peuvent former un groupe plus ou moins naturel auquel on a donné le nom de *genre*. Nous allons exposer succinctement les caractères de chacun de ces groupes, avant de parler des sels en particulier.

Caractères du genre sous-borate.

230. Soumis à l'action du *calorique*, la majeure partie des sous-borates fondent et se vitrifient sans se décomposer. Il en est un certain nombre dont l'oxyde se décompose : tels sont ceux de la sixième classe et ceux d'argent et de mercure. A une température rouge, les borates ne sont décomposés que par les acides fixes, tels que l'acide phosphorique. L'action de l'*eau* sur les sous-borates varie ; mais ils sont, en général, peu solubles.

Propriété essentielle. Tous les *acides* précédemment étudiés, excepté les acides carbonique et borique, décomposent les sous-borates à la température de l'ébullition, l'acide employé s'empare de l'oxyde du borate, et l'acide borique est mis à nu ; si le borate est soluble dans l'eau, on verse l'acide décomposant sur le *solutum*, et l'on obtient des écailles d'acide borique; si le borate est peu soluble, on le réduit en poudre et on le traite par l'acide étendu d'eau.

Composition. (*V*. les tableaux qui sont à la fin du t. II.)

Préparation. Tous les borates, excepté ceux de soude, de potasse, d'ammoniaque et de lithine, étant peu solubles dans l'eau, s'obtiennent par le troisième procédé (*voyez*

§ 228). On verse une dissolution de borate de soude (le plus commun des borates solubles) dans la dissolution saline dont on veut séparer l'oxyde; il se produit un borate insoluble. Si l'on employait le sous-borate de soude du commerce (borax), le précipité serait mêlé de beaucoup d'oxyde qui aurait été séparé par la soude libre.

Caractères communs aux carbonates et aux sous carbonates.

231. Les acides sulfurique, nitrique, hydrochlorique, acétique, etc., faibles, les décomposent avec effervescence, et sans vapeur; il se dégage du gaz acide carbonique, incolore et presque inodore (voyez *Acide carbonique*, § 128) (1).

Caractères du genre sous-carbonate.

232. 1° Tous les sous-carbonates sont décomposés par le calorique, excepté celui d'ammoniaque, qui est volatil, et ceux de potasse, de soude, de lithine, de baryte et de strontiane, dont on peut opérer la décomposition à l'aide de cet agent et de la vapeur d'eau. Les produits que l'on obtient sont le gaz acide carbonique, le métal ou l'oxyde métallique, ou bien cet oxyde, du gaz oxyde de carbone et de l'oxygène. Les sous-carbonates fixes indécomposables par le feu sont décomposés à une température élevée par le bore, le phosphore, le charbon, le fer et le zinc, qui agissent en s'emparant en totalité ou en partie de l'oxygène de l'acide carbonique. 2° Excepté les sous-carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque, tous les autres sont

(1) Quelquefois on observe une légère vapeur formée par l'acide qui décompose le carbonate.

insolubles dans l'eau : toutefois il n'est aucun de ces derniers qui, étant très divisé, ne puisse être dissous dans l'eau contenant de l'acide carbonique libre. 3° Les dissolutions aqueuses des sous-carbonates verdissent le sirop de violettes, précipitent abondamment les sels de magnésie (1), et ne perdent point d'acide carbonique lorsqu'on les chauffe; il n'y a que le sous-carbonate d'ammoniaque qui, étant plus volatil que l'eau, se dégage dans l'atmosphère. 4° Si on les fait traverser par un courant d'acide carbonique gazeux, elles se changent en carbonates moins solubles que les sous-carbonates. 5° Les sous-carbonates insolubles sont tous décomposés à chaud par les sels à base de potasse ou de soude dont l'acide peut former un sel insoluble avec la base de ces carbonates : citons pour exemple le sous-carbonate de baryte et le sulfate de potasse; il se forme, dans ce cas, du sulfate de baryte insoluble et du sous-carbonate de potasse soluble : mais cette décomposition n'est pas complète (M. Dulong).

Composition. L'acide carbonique de ces sels contient deux fois autant d'oxygène que l'oxyde qui est combiné avec lui. La quantité d'oxygène de l'oxyde est à la quantité d'acide carbonique du sous-carbonate comme 1 à 2,754.

Composition particulière. (*voy.* la fin du tom. II.)

233. *Préparation.* Tous les sous carbonates, excepté ceux de potasse, de soude, d'ammoniaque et de lithine, étant insolubles dans l'eau, se préparent par le troisième procédé (*Voy.* § 228), en versant une dissolution de sous-carbonate de potasse ou de soude dans la dissolution saline qui contient l'oxyde que l'on veut combiner avec l'acide carbonique.

---

(1) Si le sous-carbonate d'ammoniaque était effleuri, il ne précipiterait point les sels de magnésie (v. *Sels de magnésie*).

Caractères des carbonates.

234. On ne connaît que ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque. Chauffés à l'état solide, ils perdent la moitié de leur acide carbonique et se trouvent ramenés à l'état de sous-carbonates. Ils se dissolvent dans l'eau, mais moins que les précédents. Leurs dissolutions verdissent le sirop de violettes, ne précipitent point les sels de magnésie, et laissent dégager de l'acide carbonique lorsqu'on les fait bouillir; le carbonate d'ammoniaque se transforme alors en acide carbonique, et en sous-carbonate qui se volatilise.

Composition. L'acide des carbonates renferme quatre fois autant d'oxygène que l'oxyde qu'il sature; ce qui prouve qu'ils contiennent le double d'acide carbonique que les sous-carbonates.

Caractères du genre phosphate.

235. Les phosphates neutres, excepté celui d'ammoniaque, sont indécomposables par la chaleur. Si l'on chauffe ceux des quatre dernières classes avec du *charbon*, ils sont décomposés; l'oxygène de l'acide et celui de l'oxyde transforment le charbon en gaz acide carbonique, ou en gaz oxyde de carbone, et il se forme un phosphure métallique. Ceux des deux premières classes, dont les oxydes ne sont pas réductibles par le charbon, ne se décomposent pas en totalité; il n'y a qu'une partie de l'acide qui cède son oxygène au charbon. On ignore quelle est l'action des autres corps simples sur les phosphates. L'*eau* ne dissout facilement que les phosphates de potasse, de soude et d'ammoniaque; mais l'acide phosphorique dissout tous les phosphates insolubles.

Propriétés essentielles. 1° Presque tous les *acides* forts ont la propriété de transformer les phosphates en phos-

phates acides, en se combinant avec une portion de leur oxyde; quelques-uns de ces acides peuvent même enlever tout l'oxyde à certains phosphates : dans tous les cas, l'acide phosphorique ou le phosphate acide mis à nu, étant chauffés jusqu'au rouge avec le charbon, donnent du phosphore. 2° L'acide nitrique dissout presque tous les phosphates insolubles.

Composition. L'acide des *phosphates* neutres contient deux fois et demie autant d'oxygène que l'oxyde qui entre dans leur composition; l'oxygène de l'oxyde est à l'oxygène de l'acide comme 1 à 4,459 en poids. Les *sous-phosphates* renferment une fois et demie autant d'oxyde que les précédents. Les phosphates *acidules* contiennent une fois et demie autant d'acide que les phosphates neutres; par conséquent l'oxygène de l'oxyde est à celui de l'acide comme 1 à 3,75, et à la quantité d'acide comme 1 à 6,68. Les phosphates *acides*, si toutefois l'on en excepte celui de chaux, renferme deux fois autant d'acide que les phosphates neutres : donc l'oxygène de l'oxyde est à celui de l'acide comme 1 à 5, et à la quantité d'acide comme 1 à 8,918. (M. Berzélius.)

Composition particulière. (*Voy.* la fin du tom. II.)

236. *Préparation.* Tous les phosphates insolubles s'obtiennent par le troisième procédé, en versant du phosphate de soude dissous dans une dissolution saline formée par l'oxyde que l'on veut combiner avec l'acide phosphorique.

Caractères du genre hypo-phosphite.

237. Les hypo-phosphites sont décomposés à une *température* élevée, et fournissent du gaz hydrogène perphosphoré qui s'enflamme, du phosphore, un phosphate, et un produit rouge qui paraît être de l'oxyde de phosphore : on concevra facilement les résultats dont nous parlons, en admettant que l'eau contenue dans les hypo-

phosphites est également décomposée. Mis sur les *charbons* incandescents, les hypo phosphites secs se transforment en phosphates, et produisent une belle flamme jaune. Ils sont extrêmement solubles dans l'*eau*. Ils décolorent sur-le-champ le sulfate rouge de tritoxyde de manganèse. Ils décomposent les dissolutions d'or et d'argent, enlèvent l'oxygène à leurs oxydes et en précipitent les métaux. On ignore quelle est leur composition (M. Dulong).

238. *Préparation*. On les obtient directement en combinant l'acide avec la base.

Caractères du genre phosphite.

239. Les phosphites sont neutres, acides ou avec excès de base; ces derniers se comportent au *feu* comme les hypophosphites. Mis sur les *charbons* incandescents, les phosphites produisent une flamme d'un jaune d'autant plus intense qu'ils contiennent plus d'acide. Les phosphites sont solubles ou insolubles dans l'*eau*. Les phosphites neutres passent à l'état de phosphates neutres lorsqu'on les fait bouillir avec une assez grande quantité d'acide nitrique qui leur cède de l'oxygène.

Composition. Dans les phosphites, l'oxygène de l'oxyde est à celui de l'acide comme 2 à 3, et à la quantité d'acide comme 1 à 2,676.

240. *Préparation*. On les obtient par le premier ou par le troisième procédé. (*voyez* § 228).

Caractères du genre sulfate.

241. Soumis à l'action du *calorique*, les sulfates se comportent d'une manière variable; ceux de la seconde classe ne se décomposent pas; tous les autres se décomposent, fournissent de l'oxygène, de l'acide sulfureux et de l'acide sulfurique, et laissent pour résidu l'oxyde, le métal

ou un oxyde plus oxydé. Le *carbone* enlève l'oxygène à l'acide de tous les sulfates à une température suffisamment élevée ; il s'empare en outre de l'oxygène des oxydes des sulfates des cinq dernières classes ; le soufre résultant de la décomposition de l'acide s'unit quelquefois au métal mis à nu, comme, par exemple, dans les sulfates des cinq dernières classes, tandis qu'il reste mêlé avec l'oxyde des sulfates de la première. La transformation des sulfates de baryte, de strontiane, de chaux, de potasse, de soude et de magnésie en sulfures métalliques par le charbon, a été mise hors de doute par M. Berthier, en chauffant ces sels mêlés de charbon daus un creuset brasqué à la température d'un esai de fer. (*Ann. de Chim. et de Phys.* tom. XXII.) A une température moins élevée, par exemple, au rouge cerise, le charbon transforme ces sulfates, d'après M. Gay-Lussac, en proto-sulfure et en per-sulfure métallique et en oxyde. (*Voy.* §. 283 de ce vol.) L'*hydrogène* décompose également les sulfates et fournit des produits qui ne sont pas toujours les mêmes ; ainsi, d'après M. Arfwedson, on obtient pour résidu ou un mélange de sulfure métallique et d'oxyde, ou un sulfure métallique, ou un mélange de sulfure et de métal, ou le métal, ou enfin un mélange de métal, d'oxyde et de sulfure. (*Ann. de chimie et de physique*, tomi XXVII.) Tous les sulfates sont solubles dans l'*eau*, excepté ceux de baryte, d'étain, d'antimoine, de plomb, de mercure et de bismuth, qui sont insolubles, et ceux de strontiane, de chaux, d'yttria, de cérium et d'argent, qui sont peu solubles.

Propriétés essentielles. 1° Tous les sulfates sensiblement solubles sont troublés par le *protoxyde de baryum* (baryte) dissous dans l'eau ; le précipité est insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique pur. 2° Aucun sulfate n'est complètement décomposé à la température ordinaire par les *acides*, excepté le sulfate d'argent, qui l'est par l'acide hydro-chlorique. Les acides phosphorique et borique solides peu-

vent, au contraire, les décomposer tous à une chaleur rouge, et former des phosphates et des borates.

Composition. L'acide des sulfates neutres contient trois fois autant d'oxygène que l'oxyde qu'il sature : l'oxygène de cet oxyde est à la quantité d'acide comme 1 est à 5; en outre, l'acide renferme deux fois autant de soufre que l'oxyde contient d'oxygène,

242. *Préparation.* Tous les sulfates insolubles s'obtiennent par le troisième procédé (*voyez* § 228.).

La plupart des *sulfates* solubles de la première et des quatre dernières classes peuvent être transformés en sous-sulfates insolubles au moyen de la potasse, de la soude ou de l'ammoniaque; il s'agit, pour les obtenir, de ne pas ajouter assez d'alcali pour enlever tout l'acide à l'oxyde.

Composition particulière. (*Voyez* les tableaux qui sont à la fin du tom. II.)

Caractères du genre hyposulfate.

243. Tous les hyposulfates sont solubles. Leurs dissolutions mêlées avec les acides, ne donnent de l'acide sulfureux qu'autant que le mélange s'échauffe de lui-même, ou lorsqu'on l'expose à l'action de la chaleur. Ils laissent dégager beaucoup d'acide aulfureux à une température élevée, et sont convertis en sulfates neutres.

Caractères du genre sulfite.

244. Tous les sulfites sont décomposés par le *feu;* la plupart d'entre eux se convertissent en acide sulfureux et en oxyde métallique ou en métal; ceux de la seconde classe se transforment en sulfates, et il se volatilise du soufre. Les sulfites exposés à l'*air* en attirent l'oxygène, et passent à l'état de sulfate d'autant plus promptement, toutes choses égales d'ailleurs, qu'ils sont plus solubles dans l'eau et plus

divisés. Il n'y a guère que les sulfites de potasse, de soude et d'ammoniaque qui soient très solubles dans l'*eau*. Plusieurs sulfites peuvent se combiner avec le soufre très divisé, et donner naissance à des hyposulfites.

Propriété essentielle. Les *sulfites* sont décomposés avec effervescence par un grand nombre d'acides, tels que les acides sulfurique, hydrochlorique, etc., et il se dégage du gaz acide sulfureux dont l'odeur est caractéristique.

Composition. L'acide des sulfites renferme deux fois autant d'oxygène que l'oxyde qui entre dans leur composition. L'oxygène de l'oxyde est à la quantité d'acide du sulfite, comme 1 est à 4,048.

245. *Préparation.* Les sulfites insolubles se préparent par le troisième procédé, c'est-à-dire par la voie des doubles décompositions (*v.* § 228.) Ceux qui sont solubles s'obtiennent avec la base simple ou carbonatée et le gaz acide sulfureux : pour cela on dégage ce gaz, à l'aide du charbon et de l'acide sulfurique, dans l'appareil déjà décrit (voy. *Préparation de l'acide sulfureux*, pag. 219); on le fait arriver dans des flacons tubulés, contenant de la potasse, de la soude ou de l'ammoniaque liquide, etc.; on suspend l'opération lorsque la saturation de ces bases est complète. On parvient presque toujours à obtenir, par ce procédé, des sulfites cristallisés : s'ils sont avec excès d'acide, on les sature par une quantité convenable d'alcali.

Caractères du genre hyposulfite (voy. § 137.).

246. Les hypo-sulfites sont aussi décomposés par le *feu*; l'*air* ne les transforme en sulfates qu'avec la plus grande dificulté. L'*eau* ne dissout guère que ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque; les autres se dissolvent dans un excès d'acide sulfureux, et peuvent même cristalliser.

Propriété essentielle. Ils sont décomposés par les *acides* qui décomposent les sulfites, et il se forme, outre le gaz

acide sulfureux qui se dégage, un dépôt de soufre et un nouveau sel.

Composition. Suivant M. Gay-Lussac, les hypo-sulfites contiennent deux fois autant de soufre que les sulfites.

247. *Préparation.* Ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque se préparent en faisant bouillir les sulfites simples avec de l'eau et du soufre divisé; ou bien, comme pour les sulfites simples, en faisant arriver le gaz acide sulfureux dans ces bases dissoutes et mêlées avec du soufre. Ceux de baryte et de strontiane s'obtiennent en mettant les sulfures de baryum et de strontium dans l'eau. Enfin, ceux de zinc et de fer sont le résultat de l'action directe de l'acide sulfureux sur les métaux.

Caractères du genre séléniate.

248. Les séléniates sont décomposés, à une température rouge, par le charbon, qui s'empare de l'oxygène de l'oxyde pour former du gaz oxyde de carbone ou de l'acide carbonique : le sélénium mis à nu se sublime en partie, tandis qu'une autre portion reste unie avec l'oxyde métallique ou avec le métal provenant de la décomposition de cet oxyde. Les séléniates neutres, excepté ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont insolubles ou peu solubles dans l'*eau*. Ils n'ont point d'usages.

Composition. Dans les séléniates neutres, l'acide contient deux fois autant d'oxygène que l'oxyde. Dans les séléniates acidules (*biséléniates*), l'acide renferme quatre fois autant d'oxygène que l'oxyde; enfin, dans les séléniates acides (*quadriséléniates*), l'acide paraît contenir huit fois fois autant d'oxygène que l'oxyde.

Préparation. On obtient les séléniates par le premier procédé. (*Voy.* § 228.)

Caractères du genre iodate.

249. Tous les iodates sont décomposés à une chaleur rouge obscure ; il n'y en a qu'un très petit nombre qui fusent sur les charbons ardents. Ils sont, en général, peu solubles dans l'eau.

Propriété essentielle. Les acides sulfureux et hydro-sulfurique les décomposent, s'emparent de l'oxygène de l'acide iodique et en séparent l'iode. Si l'on emploie un excès d'acide hydro-sulfurique, l'iode précipité s'unit à l'hydrogène pour former de l'acide hydriodique, et il se précipite du soufre.

Composition. L'acide de ces sels contient environ cinq fois autant d'oxygène que l'oxyde qu'il sature. La quantité d'oxygène de l'oxyde est à la quantité d'acide qui compose l'iodate comme 1 à 20,61.

250. *Préparation.* Les iodates insolubles s'obtiennent par la voie des doubles décompositions (troisième procédé), en versant de l'iodate de potasse dans une dissolution de l'un ou de l'autre des métaux dont on veut préparer l'iodate. Les *iodates* de *potasse* et de *soude* s'obtiennent en versant sur de l'iode une dissolution de potasse ou de soude jusqu'à ce que la liqueur ne soit plus colorée : cette liqueur renferme de l'iodate et de l'hydriodate de potasse ou de soude, produits par la décomposition de l'eau (Voy. *Potasse*, action de l'iode) ; on la fait évaporer jusqu'à siccité, et on traite la masse par l'alcool à 0,81 de densité, qui dissout l'hydriodate sans agir sur l'iodate ; on le lave deux ou trois fois avec de l'alcool pour le débarrasser de tout l'hydriodate ; s'il est avec excès d'alcali, on le fait dissoudre dans l'eau et on le neutralise par l'acide acétique (vinaigre), en sorte que l'on a un iodate et un acétate ; on évapore jusqu'à siccité, et l'on traite la masse par l'alcool, qui ne dissout que l'acétate : l'iodate reste alors pur.

L'iodate d'ammoniaque s'obtient directement (deuxième procédé, *voy.* § 228). Les *iodates* de *baryte*, de *strontiane* et de *chaux* se préparent en mettant de l'iode dans les eaux de baryte, de strontiane ou de chaux ; l'eau est décomposée, et il se forme un hydriodate soluble et un iodate insoluble, qu'il suffit de laver pour l'avoir pur.

Caractères du genre bromate.

251. Tous les bromates solubles sont décomposés par les acides hydriodique, hydrochlorique et hydrosulfurique, qui en séparent le brôme (*voy.* § 152.). Le nitrate d'argent y fait naître un précipité blanc, pulvérulent, qui noircit à peine à la lumière. On les obtient comme les iodates.

Caractères du genre chlorate.

252. Tous les chlorates sont décomposés par le feu et transformés en gaz oxygène et en sous-chlorure métallique, ou en gaz oxygène et en chlorure métallique, plus une portion d'oxyde du chlorate; il est évident que dans cette décomposition, l'oxygène provient et de l'acide chlorique et de l'oxyde métallique.

Propriétés essentielles. 1° La plupart des chlorates étudiés jusqu'à présent *fusent* sur les *charbons* ardents, et produisent une flamme d'une couleur variable ; l'acide chlorique, dans ce cas, cède de l'oxygène au charbon. 2° Mêlés avec des substances avides d'oxygène, telles que le charbon, le phosphore, le soufre, les sulfures d'antimoine, d'arsenic, etc., certains chlorates, et principalement celui de potasse, forment des poudres que l'on désigne sous le nom de *fulminantes*, qui détonent toutes avec plus ou moins de violence par l'action de la chaleur, et que le choc seul suffit le plus souvent pour enflammer. La plus forte de ces poudres est sans contredit celle que l'on fait avec le phosphore. On emploie généralement pour les pré-

parer 3 parties de chlorate et une partie du corps avide d'oxygène ; on triture ces matières séparément pour ne pas courir le risque de produire la détonation par le choc du pilon ; ensuite on les mêle (1) ; l'acide chlorique des chlorates se décompose lorsque la température du mélange est un tant soit peu élevée, cède son oxygène au corps avec lequel il est uni, et il en résulte des produits qui varient suivant la nature de ce corps, mais qui, en général, sont solides et gazeux, ce qui explique la détonation.

Tous les chlorates connus sont solubles dans l'eau, excepté le protochlorate de mercure. Les *acides* forts paraissent pouvoir les décomposer tous, mais à des températures diverses et avec des phénomènes variables.

Composition. L'acide des chlorates neutres est à la quantité d'oxygène de l'oxyde qu'il sature, comme 9,31 est à 1 ; l'oxygène de l'acide est à celui de l'oxyde comme 1 à 5.

253. *Préparation.* Les chlorates de *potasse*, de *soude*, de *strontiane*, de *baryte*, de *magnésie*, d'*ammoniaque*, d'*oxyde de zinc*, d'*oxyde d'argent*, de *protoxyde de plomb*, et de *deutoxyde de cuivre*, peuvent être préparés par le premier et le deuxième procédé, en saturant ces oxydes ou leurs carbonates par l'acide *chlorique*. Les quatre premiers s'obtiennent également en faisant arriver, pendant plusieurs heures, du *chlore* gazeux sur leurs oxydes humectés ou dissous : ainsi, que l'on introduise dans des éprouvettes, placées à la suite les unes des autres, des dissolutions *concentrées* de potasse et de soude, ou bien de la baryte ou de la strontiane délayées dans de l'eau ; que l'on fasse communiquer entre elles ces diverses éprouvettes au

---

(1) Pour faire la poudre à base de phosphore, on prend le phosphore pulvérisé (*voy.* § 70, page 117), on le recouvre d'essence de térébenthine, et on le mêle avec le chlorate.

moyen de tubes, et qu'on les dispose de manière à ce que les alcalis soient traversés pendant long-temps par du chlore gazeux dégagé, au moyen d'un appareil convenable (*voy.* pl. 9, fig. 57); on remarquera au bout de quelques heures, si l'appareil a été parfaitement luté, qu'il s'est formé dans chacune de ces dissolutions, 1° un chlorate qui se trouve cristallisé au fond de l'éprouvette, lorsqu'il est à base de potasse ou de soude; 2° un hydrochlorate soluble. Il se sera en outre dégagé du gaz oxygène, surtout si l'appareil a été exposé à la lumière (1). La formation du chlorate et de l'hydrochlorate est le résultat de la décomposition de l'eau opérée par l'affinité du chlore pour l'hydrogène et pour l'oxygène, par l'affinité des acides hydrochlorique et chlorique pour les alcalis, et par la différence de solubilité entre l'hydrochlorate et le chlorate. Le dégagement de gaz oxygène dépend de ce que la lumière favorise la décomposition d'une portion de l'eau, dont l'hydrogène s'unit au chlore, et dont l'oxygène se dégage à l'état de gaz. Lorsque l'opération est terminée, on procède à la séparation du *chlorate*. Voici comment on s'y prend pour ceux de *potasse* et de *soude :* on ramasse les cristaux qui se trouvent au fond de l'éprouvette, et qui sont presque entièrement composés de chlorate; on les dissout dans l'eau, et on les fait cristalliser de nouveau : par ce moyen, la petite quantité d'hydrochlorate qu'ils contiennent est séparée et reste dans la dissolution. On peut retirer de celle-ci une nouvelle quantité de chlorate, soit en la laissant déposer pendant quelque temps dans un lieu frais, soit en la concen-

---

(1) Lorsqu'on agit sur le sous-carbonate de potasse, le chlore commence par s'emparer de la potasse libre ou en excès, et il se précipite du carbonate saturé de potasse; bientôt après ce carbonate est décomposé par le chlore, qui en dégage l'acide carbonique avec effervescence en agissant sur l'alcali.

trant légèrement à l'aide de la chaleur. — Si au lieu de faire usage de dissolutions concentrées, on employait de la potasse et de la soude faibles, on n'obtiendrait que des chlorures; l'*eau* de *Javelle*, par exemple, est un véritable chlorure de potasse.

Caractères du genre nitrate.

254. Soumis à l'action du *calorique*, tous les nitrates sont décomposés : tantôt on obtient l'oxyde et l'acide nitrique, tantôt l'oxyde et les éléments de l'acide, tantôt, enfin, l'oxyde peu oxydé du nitrate absorbe une certaine quantité d'oxygène à l'acide nitrique et s'oxyde davantage.

Propriétés essentielles. 1° Mis sur les *charbons* ardents, les nitrates fusent, et l'oxygène de l'acide est absorbé par le charbon. 2° La plupart des *corps simples* et plusieurs corps *composés* avides d'oxygène décomposent les nitrates à une température élevée, s'emparent de l'oxygène de l'acide, et donnent lieu à des produits variables; en général, l'absorption de l'oxygène a lieu avec dégagement de calorique et de lumière. 3° L'*acide* sulfurique décompose complètement tous les nitrates à froid, et il se dégage de très légères vapeurs blanches d'acide nitrique si le nitrate est pur.

Les acides phosphorique, hydro-phtorique et arsénique opèrent également cette décomposition à des températures différentes; enfin, l'acide hydro-chlorique ne les décompose qu'en partie, et forme de l'eau régale. (*Voy*, § 171.)

L'eau dissout tous les nitrates; quelques-uns, cependant ne se dissolvent bien que dans un excès d'acide.

Composition. L'acide des nitrates neutres est à la quantité d'oxygène de l'oxyde qu'il sature, comme 6,76 à 1; l'oxygène de l'oxyde est à celui de l'acide comme 1 à 5. Dans les sous-nitrates analysés jusqu'à ce jour l'oxygène de l'acide est à l'oxygène de l'oxyde comme 5 à 1, 2, 3, 4, 6 et 8. (Grouvelle.)

255. *Préparation.* On obtient les nitrates d'*alumine*, de *glucyne* d'*yttria*, de *magnésie*, de *chaux*, de *soude* et d'*ammoniaque* par le premier et par le deuxième procédés, en traitant ces bases divisées, ou leurs carbonates, par l'acide nitrique étendu d'eau.

Composition particulière des nitrates. (*Voy.* les tableaux qui sont à la fin du tome II.)

Caractères du genre-hyponitrite (*voyez* § 155.).

256. Tous les hyponitrites sont décomposés par le *feu* et donnent des produits variables. L'air *atmosphérique* n'agit pas sur eux à la température ordinaire; il paraît, au contraire, les transformer en nitrate et en sous-nitrate, si on les chauffe. Tous les hyponitrites connus sont solubles dans l'*eau*.

Propriétés essentielles. 1° Plusieurs acides liquides décomposent les *hyponitrites*, et en dégagent du gaz acide nitreux jaune orangé : tels sont les acides sulfurique, nitrique, phosphorique, hydro-chlorique, hydro-phtorique, etc. 2° Les corps simples et composés avides d'oxygène agissent sur les hyponitrites comme sur les nitrates.

Composition. Dans les hyponitrites neutres, l'oxygène de l'acide est à celui de l'oxyde comme 4 à 1.

257. *Préparation.* Le procédé généralement suivi pour la préparation de quelques hyponitrites, qui consiste à calciner les nitrates jusqu'à un certain point, pour transformer l'acide nitrique en acide hypo-nitreux, doit être abandonné, car il est extrêmement difficile de suspendre la calcination juste au moment où ce changement est opéré; d'ailleurs, on court le risque de faire passer le sel à l'état de sous-nitrite pour peu que l'on chauffe plus qu'il ne faut. On conçoit également qu'il est impossible de les obtenir directement, l'acide hypo-nitreux n'ayant pas été isolé. (*Voy.* les histoires particulières des *hypo-nitrites.*)

Caractères du genre hydrochlorate.

258. Il existe un certain nombre d'hydrochlorates décomposables par le *feu* en oxyde et en acide hydro-chlorique, et qui, par conséquent, ne se transforment pas en *chlorures* lorsqu'on les chauffe : nous citerons pour exemple l'hydrochlorate de glucyne. Tous les autres passent à l'état de *chlorure* lorsqu'on les chauffe fortement; plusieurs de ces chlorures sont volatils. Enfin, il en est qu'il suffit de faire cristalliser pour les changer en chlorures : tels sont les hydrochlorates de baryte, de potasse, de soude, etc. Voici comment on peut concevoir la formation d'un de ces chlorures : on peut représenter un hydrochlorate par

	Hydrogène +	chlore (acide),
Et par.	Oxygène +	métal (oxyde).
	Eau.	Chlorure métallique.

A mesure que l'on dessèche le sel, l'hydrogène de l'acide hydro-chlorique s'unit avec l'oxygène de l'oxyde pour former de l'eau qui s'évapore, et le chlore se combine avec le métal.

L'action des corps *simples* sur les hydro-chlorates est trop variée pour pouvoir être exposée d'une manière générale. L'*eau* dissout tous les hydro-chlorates; les chlorures d'argent, les proto-chlorures de mercure et de cuivre, que l'on a regardés jusqu'en 1815 comme des muriates et qui sont insolubles dans ce liquide, ne sont pas de véritables sels. Les hydrochlorates de bismuth, d'antimoine, de tellure, etc., sont décomposés par l'eau. Les *acides* privés d'eau n'altèrent aucun hydrochlorate solide.

Propriétés essentielles. 1° Plusieurs acides liquides les décomposent, s'emparent de l'oxyde, et le gaz acide hydro-chlorique se dégage sous la forme de vapeurs blanches as-

sez épaisses, d'une odeur piquante : tel est l'acide sulfurique, par exemple : 2° Tous les hydrochlorates liquides sont décomposés à froid par la dissolution du nitrate d'argent, sel formé, comme son nom l'indique, d'oxyde d'argent et d'acide nitrique; il en résulte un nitrate soluble, et du chlorure d'argent (muriate d'argent) blanc, caillebotté, lourd, noircissant à la lumière, insoluble dans l'eau, dans l'acide nitrique, et soluble dans l'ammoniaque. Nous allons exposer la théorie de ce phénomène, l'un des plus importants de l'histoire de ce genre de sels. On peut représenter l'hydrochlorate par

	(Hydrogène +	chlore)	+ base,
Et le nitrate d'arg. par	(Oxygène +	argent)	+ acide nitrique.
	Eau.	Chlorure d'arg. +	Nitrate de la base de l'hydrochlorate.

Les deux sels solubles mêlés peuvent donner naissance à un sel soluble et à un corps insoluble : la décomposition est donc forcée (*Voyez* § 223); l'hydrogène de l'acide hydrochlorique se combine avec l'oxygène de l'oxyde pour former de l'eau, tandis que l'argent s'unit avec le chore et donne naissance au chlorure insoluble; il est évident que l'acide nitrique doit se porter sur la base de l'hydrochlorate : c'est en vertu de ces affinités et de la cohésion du chlorure d'argent que la décomposition a lieu.

Composition. L'acide des hydrochlorates est à l'oxygène de l'oxyde qu'il sature, comme 4,532 à 1 en poids, ou comme 4 à 1 en volume.

259. *Préparation*. Les *hydrochlorates* d'*alumine*, d'*yttria*, de *glucyne*, de *magnésie*, de *potasse* et de *chaux* se préparent par le premier ou par le deuxième procédé, en traitant l'oxyde ou le carbonate de ces bases par l'acide hydro-chlorique; on obtient aussi l'hydrochlorate de chaux

en faisant dissoudre dans l'eau le chlorure de calcium, qui reste dans la cornue lorsqu'on prépare l'ammoniaque. (*V. Préparation de l'ammoniaque.*) Ceux de *baryte* et de *strontiane* s'obtiennent comme les nitrates de ces mêmes bases, excepté qu'il faut employer, pour décomposer les sulfures de baryum et de strontium, de l'acide hydro-chlorique au lieu d'acide nitrique.

Composition particulière. (*Voy.* les tableaux qui sont à la fin du tome II.)

Caractères du genre hydrobromate.

260. Les hydrobromates solubles jaunissent et laissent dégager du brôme lorsqu'on les traite par les acides chlorique, nitrique et surtout par le chlore, qui s'emparent de l'hydrogène de l'acide hydro-bromique. Ils précipitent les sels de plomb en blanc, et le nitrate d'argent en jaune serin : ce dernier précipité noircit à la lumière. On les obtient comme les hydriodates,

Caractères du genre hydriodate.

261. Les hydriodates se comportent au feu, suivant M. Gay-Lussac, comme les hydrochlorates. Tous les hydriodates formés par les métaux qni décomposent l'eau semblent être solubles; les autres paraissent insolubles; mais comme ces derniers sont considérés par M. Gay-Lussac comme des iodures, on pourrait dire qu'il n'y a point d'hydriodate insoluble.

Propriétés essentielles. 1° Le *chlore* décompose tous les hydriodates, s'empare de l'hydrogène de l'acide, et met l'iode à nu. 2° Les acides sulfurique et nitrique opèrent aussi cette décomposition. 3° Le *nitrate d'argent* précipite tous les hydriodates en blanc; mais le précipité, composé d'iode et d'argent, est insoluble dans l'ammoniaque. 4° Le *proto-nitrate* de *mercure* en précipite un iodure jaune verdâtre, dont la nuance varie jusqu'au brun noir suivant la con-

centration des liqueurs. 5° L'hydrochlorate de platine détermine la formation d'un iodure soluble, d'une couleur rouge garance très foncée. 6° Tous les hydriodates dissolvent l'iode, se colorent en rouge brun et passent à l'état d'hydriodates iodurés.

Composition. Dans les hydriodates, l'oxygène de l'oxyde est à l'hydrogène de l'acide comme 1 à 2 en volume, et au volume de l'acide même comme 1 à 4; ce qui donne, en ayant égard aux pesanteurs spécifiques, 16,05 fois autant d'acide en poids qu'il y a d'oxygène dans l'oxyde.

262. *Préparation..* On peut préparer tous les hydriodates par le premier procédé, en combinant l'acide avec l'oxyde : cependant on obtient ceux de *potasse* et de *soude*, en mettant l'un ou l'autre de ces alcalis dissous sur de l'iode; il se forme de l'hydriodate et de l'iodate que l'on sépare par l'alcool (v. *Préparation de ces iodates*, § 250.). Lorsque les hydriodates se trouvent en dissolution dans ce liquide, on volatilise l'alcool par la distillation, et les sels restent purs. Les *hydriodates* de *baryte*, de *strontiane* et de *chaux* se préparent aussi en mettant de l'iode avec ces alcalis; mais comme il se forme un iodate très insoluble et un hydriodate très soluble, la séparation est beaucoup plus simple. Tous les *hydriodates* dont les métaux décomposent l'eau, tels que ceux de zinc, de fer, etc., s'obtiennent en versant ce liquide sur un iodure.

Hydriodates iodurés.

263. Ces sels, d'un rouge brun, ne retiennent l'iode qu'avec peu de force; ils l'abandonnent par l'ébullition et par leur exposition à l'air quand il sont desséchés; l'iode n'altère point leur neutralité.

Préparation. Il suffit de metttre l'iode en contact avec un hydriodate pour le transformer en *hydriodate ioduré.*

Caractères du genre hydrosulfate (hydrosulfure).

264. Soumis à l'action du *calorique*, tous les hydrosulfates sont décomposés et donnent des produits qui varient suivant la nature de l'oxyde. Il n'y a que ceux qui sont formés par les oxydes de la seconde classe et celui d'ammoniaque qui soient solubles dans l'*eau*. Le soufre, surtout à l'aide de la chaleur, peut se combiner avec plusieurs hydrosulfates, et donner naissance à des *hydrosulfates sulfurés*.

Propriétés essentielles. 1° Tous les hydrosulfates solubles dans l'eau sont décomposés et transformés en hydrochlorates par le *chlore*, qui s'empare de l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique, et précipite le soufre. 2° L'*air atmosphérique* décompose les hydrosulfates; son action est surtout très marquée sur ceux qui sont dissous. *Théorie.* L'oxygène commence par s'emparer d'une portion d'hydrogène pour former de l'eau, alors le soufre se trouve prédominer, et l'hydrosulfate passe à l'état d'hydrosulfate sulfuré jaune soluble; bientôt après l'oxygène se porte non-seulement sur l'hydrogène, mais encore sur le soufre, et il se forme, outre l'eau, de l'acide sulfureux, qui, en se combinant avec du soufre et une portion de la base de l'hydrosulfate, donne un hyposulfite incolore, qui reste en dissolution s'il est soluble dans l'eau, et qui cristallise ou se précipite s'il est peu soluble; en sorte que l'hydrosulfate, qui d'abord avait jauni, est incolore lorsque l'hyposulfite a été formé; il y a aussi une portion de soufre en excès qui se précipite. 3° Tous les hydrosulfates solubles sont décomposés par les *acides*, sans en excepter l'acide carbonique. D'après les expériences récentes de M. Henry fils, ces acides se combinent avec la base et mettent à nu le gaz hydro-sulfurique, sans précipiter du soufre; les acides nitrique et nitreux employés en trop grande quantité pourraient cependant céder une portion de leur oxygène à l'hy-

drogène de l'acide hydrosulfurique et en déposer du soufre. 4° Les *sels* des deux premières classes, excepté ceux d'alumine, n'exercent aucune action sur les hydrosulfates; tous les autres décomposent les hydrosulfates solubles, donnent des produits divers, et il se forme constamment un précipité blanc ou coloré, qui est tantôt un *hydro-sulfate* plus ou moins sulfuré, tantôt un *sulfure.* Examinons d'abord le cas le plus simple, celui dans lequel il y a formation d'un hydrosulfate insoluble. On peut représenter les deux sels par

Acide hydro-sulfurique	+ potasse.
Oxyde de zinc.	+ acide nitrique.
Hydrosulfate de zinc insol.	+ Nitrate de potasse solub.

Il est évident qu'il y a ici échange de base et d'acide, par cela même que ces deux sels solubles mêlés peuvent donner naissance à un sel soluble et à un sel insoluble (*voyez* § 223); quelquefois l'hydrosulfate précipité contient un excès de soufre. Examinons maintenant le cas le plus compliqué, celui où le précipité est un sulfure. Nous pouvons représenter les deux sels par

(Hydrogène + soufre)		+ potasse.
(Oxygène + cuivre)		+ acide nitrique.
Eau.	Sulfure de cuivre	Nitrate de potasse.

On voit que l'acide nitrique du nitrate de cuivre s'empare de la potasse, tandis que l'acide hydro-sulfurique et l'oxyde de cuivre mis à nu se décomposent mutuellement; l'hydrogène du premier forme de l'eau avec l'oxygène du second, et le soufre s'unit au cuivre.

Composition. Dans les hydrosulfates, l'hydrogène de l'acide est à l'oxygène de l'oxyde comme 11,1 en poids sont à 88,9, ou dans le même rapport que dans l'eau.

265. *Préparation.* Les *hydrosulfates de potasse*, de *soude*, d'*ammoniaque*, de *chaux*, de *baryte*, de *strontiane* et de *magnésie* s'obtiennent par le procédé suivant : on introduit dans le ballon *D* (*voy.* pl. 9, fig. 57) du sulfure de fer réduit en poudre fine, et dans les vases *F, A, B, S, E, F, G,* des dissolutions de potasse, de soude, d'ammoniaque, ou bien de la chaux, de la baryte, de la strontiane ou de la magnésie, délayées dans une assez grande quantité d'eau; on fait communiquer ensemble ces différents vases à l'aide de tubes de sûreté. L'appareil étant ainsi disposé, on verse dans le ballon, au moyen de tubes à trois branches *VE*, de l'acide sulfurique étendu de cinq ou six fois son poids d'eau; le gaz acide hydro-sulfurique se dégage aussitôt (voyez *Préparation de ce gaz*, pag. 266), traverse la potasse, la sature; une autre portion va se rendre dans le flacon contenant la soude, se combine avec elle, et il en est de même des autres bases renfermées dans les différents vases. Il est évident que l'on doit ajouter une nouvelle quantité d'acide sulfurique et de sulfure, à mesure que le dégagement du gaz se ralentit. Pendant la saturation de ces alcalis, principalement de la potasse et de la soude, il se précipite une matière gélatineuse, mêlée d'une poudre noire, qui donne à la liqueur un aspect brunâtre trouble, et qui, à la fin de l'opération, se rassemble au fond du vase et peut être séparée par le filtre : cette matière est composée de silice, d'oxyde de fer et d'oxyde de manganèse, substances qui se trouvent ordinairement dans les alcalis employés, et qui se déposent à mesure que l'acide hydro-sulfurique sature ces alcalis. Quelquefois aussi on découvre dans ce précipité de l'oxyde d'argent, qui provient de la potasse et de la soude que l'on a fait fondre dans des chaudières d'argent. Lorsque l'opération est terminée, ce qui n'a lieu qu'au bout de plusieurs jours, on filtre les hydrosulfates, et on les agite avec du mercure; ce métal s'empare de leur excès de soufre, et leur fait perdre la

couleur jaune qu'ils avaient : le mercure, dans cette expérience, noircit d'abord, puis se transforme en sulfure rouge (cinnabre).

Les *hydrosulfates* de *manganèse*, de *zinc*, de *fer* et d'*étain* insolubles, s'obtiennent par la voie des doubles décompositions, en versant de l'*hydrosulfate de potasse* dans une dissolution saline de l'un ou de l'autre de ces métaux.

Hydrosulfates sulfurés.

Les hydrosulfates sulfurés, qui contiennent beaucoup de soufre, ont été appelés à tort *sulfures hydrogénés*; ils ont une couleur jaune beaucoup plus foncée que ceux qui renferment peu de soufre (1).

266. *Propriétés essentielles.* 1° Tous les hydrosulfates sulfurés sont décomposés avec effervescence par les acides un peu forts; il se dégage du gaz acide hydro-sulfurique, et il se précipite du soufre mêlé quelquefois d'hydrure de soufre. 2° L'acide *hydro-sulfurique* dissout dans l'eau (hydrogène sulfuré) jouit également de la propriété de décomposer ces sels; il en précipite du soufre et les change en véritables hydrosulfates.

267. *Préparation.* On les obtient aisément en faisant bouillir les oxydes avec de l'eau et du soufre réduit en poudre; on les prépare aussi en faisant réagir, à une douce chaleur, les hydrosulfates simples sur le soufre très divisé : dans ce dernier cas ils sont très purs.

---

(1) M. Gay-Lussac pense que les hydrosulfates sulfurés sont formés par un acide contenant plus de soufre que l'acide hydro-sulfurique, et qui seroit, relativement à cet acide, ce que l'acide hypo-sulfureux est relativement à l'acide sulfureux : ce nouvel acide pourrait être appelé *hypo-hydro-sulfurique*.

Hydrosulfate sulfuré d'ammonaiaque (liqueur fumante de Boyle.) (Voyez *Sels ammoniacaux.*)

Caractères du genre hydrophtorate.

M. Davy regarde les corps que l'on a appelés jusqu'en 1815 *fluates privés d'eau*, comme des composés de *phtore* et d'un métal; il ne les considère donc plus comme des sels, vient-on à dissoudre dans l'eau ceux de ces *phtorures* qui y sont solubles, le liquide est décomposé comme par les chlorures, et il se produit de l'acide hydro-phtorique et un oxyde métallique qui se combinent et forment un véritable sel (voyez *Action de l'eau sur les chlorures*, § 209). Quoi qu'il en soit, nous allons exposer les caractères des *phtorures* et des *hydrophtorates*.

268. Les *phtorures* (fluates anhydres ou secs) sont indécomposables par le feu; quelques-uns d'entre eux peuvent être décomposés s'ils sont humides, phénomène qui dépend de ce que l'eau est également décomposée : en effet, l'hydrogène se combine avec le phtore pour former de l'acide hydro-phtorique, tandis que l'oxygène se porte sur le métal de l'oxyde. L'acide borique *vitrifié* est le seul, parmi ceux qui ne contiennent pas d'eau, susceptible de décomposer les phtorures à une température élevée; mais il se décompose lui même; le bore et le phtore s'unissent pour former de l'acide phtoro-borique (fluo-borique, *v.* § 168), tandis que l'oxygène de l'acide borique se combine avec le métal qui entre dans la composition du phtorure (fluate sec).

Propriété essentielle. Les acides *sulfurique*, *phosphorique et arsenique* contenant de l'eau, décomposent les phtorures (fluates secs); il se dégage de l'acide hydro-phtorique sous la forme de vapeurs blanches, piquantes, *ayant de l'action sur le verre;* on voit que, dans ce cas, l'eau de l'acide employé est décomposée; son hydrogène transforme le phtore en acide hydro-phtorique; l'oxygène oxyde le

métal, et l'oxyde formé se combine avec l'acide sulfurique, phosphorique ou arsenique.

On ne connaît que quatre *hydrophtorates* neutres (fluates) solubles dans l'eau, ceux de potasse, de soude, d'ammoniaque et d'argent; les autres se dissolvent dans un excès d'acide.

Propriété essentielle. 1° Les hydrophtorates solubles décomposent tous les sels calcaires et les précipitent en blanc; le précipité, regardé pendant long-temps comme du fluate de chaux, est du *phtorure de calcium.* On peut concevoir sa formation en représentant l'hydrophtorate, que nous supposons être celui de potasse, par

	(Hydrogène	+ phtore)	+ potasse.
Et le sel calcaire, par	Oxygène	+ calcium	+ acide.
	Eau.	Pthorure de calcium.	Sel de potasse.

L'acide du sel calcaire se combine avec la potasse pour former un sel soluble, tandis que l'oxygène de l'oxyde s'unit à l'hydrogène, et le calcium au phtore; ce caractère peut servir à distinguer les hydrophtorates des hydrochlorates; 2° les hydrophtorates sont décomposés par les acides sulfurique, phosphorique et arsenique, qui s'emparent de l'oxyde et mettent l'acide à nu.

269. *Préparation.* Les *hydrophtorates de potasse, de soude, d'ammoniaque* et *d'alumine* s'obtiennent par le premier procédé, en combinant l'acide avec ces bases, ou bien en traitant le composé d'acide hydro-phtorique de silice par l'un ou l'autre de ces alcalis, qui en précipitent la silice avec un peu d'acide, et restent dans la disslution à l'état d'hydrophtorate. L'*hydrophtorate d'argent* s'obtient par le premier procédé, en versant sur l'oxyde d'argent de l'acide hydro-phtorique faible.

Les *fluates insolubles*, regardés aujourd'hui comme des

phtorures, se préparent par la voie des doubles décompositions, en mettant un hydrophtorate soluble avec une dissolution saline contenant le métal que l'on cherche à transformer en phtorure.

On n'a pas encore assez de données pour établir les caractères du genre *phtoroborate* (fluoborate).

Des métaux de la première classe.

270. Ces métaux, au nombre de trois, l'aluminium, le glucynium et l'yttrium, ne sont encore admis que par analogie; ils ont une telle affinité pour l'oxygène, qu'il a été impossible de décomposer leurs oxydes.

Des oxydes de la première classe.

271. Les oxydes de cette classe sont : l'alumine, la glucyne et l'yttria; on les désigne dans plusieurs ouvrages sous le nom de *terres*. Ils sont tous solides, insolubles ou presque insolubles dans l'eau, et sans action sur l'*infusum* de tournesol; ils ne verdissent point le sirop de violettes. Ils ont beaucoup moins d'affinité, en général, pour la plupart des acides que les oxydes de la seconde classe.

Des sels de la première classe.

272. 1° Ils sont tous décomposés par les oxydes de la seconde classe. 2° Ils le sont en totalité ou en partie par l'*ammoniaque* liquide; le précipité est constamment formé par l'oxyde de la première classe que l'acide a abandonné. 3° Les sous-carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque pouvant donner lieu, avec les sels de cette classe, à un sel insoluble et à un sel soluble, les décomposent à l'aide de la chaleur, et forment des précipités blancs qui sont des sous-carbonates d'alumine, d'yttria, etc. (*voy.* § 223).

De l'aluminium.

273. Ce métal est inconnu. On rencontre dans la nature un produit auquel on a donné le nom de *fluate d'alumine*, et que l'on croit être composé de phtore et d'aluminium.

Oxyde d'aluminium (alumine). L'alumine paraît se trouver en petite quantité en Saxe, en Silésie, en Angleterre et près de Vérone; elle entre dans la composition des argiles; on la trouve aussi combinée avec les acides sulfurique et phosphorique.

L'alumine pure est blanche, douce au toucher, insipide, mais elle happe à la langue; sa pesanteur spécifique est de 2,00. Exposée à l'action du chalumeau à gaz, elle fond très rapidement en globules d'un verre transparent tirant sur le jaune. La lumière, le fluide électrique, les corps simples précédemment étudiés, et l'air, n'exercent sur l'alumine aucune action; elle forme pâte avec l'eau et la retient très fortement. L'*hydrate* d'alumine est blanc, pulvérulent, et paraît formé de 100 parties d'alumine et de 54 parties d'eau. L'*ammoniaque* caustique dissout l'alumine en quantité sensible. (Berzélius.) Plusieurs acides peuvent se combiner avec elle, surtout lorsqu'elle n'a pas été calcinée. Un mélange d'alumine et de *zircone* est susceptible d'être fondu. On n'emploie l'alumine à l'état de pureté que dans les laboratoires: les usages de l'argile, au contraire, sont très nombreux. Le poids de l'*atome* d'alumine est 2,25 d'après Thomson.

Préparation. On verse un excès d'ammoniaque dans une dissolution de sulfate acide d'alumine et de potasse (alun); le sulfate d'alumine seul est décomposé, et l'alumine se précipite; on la lave à plusieurs reprises pour dissoudre les sulfates d'ammoniaque et de potasse, et on la dessèche.

M. Gay-Lussac a fait connaître un nouveau procédé pour obtenir l'alumine pure en très peu de temps; il s'agit simplement de calciner, dans un creuset, de l'alun à base d'ammoniaque préalablement desséché : l'acide sulfurique et l'ammoniaque se dégagent, et l'alumine reste.

Des sels d'alumine.

274. On est loin d'avoir étudié tous les sels d'alumine. Leurs dissolutions sont précipitées en blanc par la *potasse :* l'alumine déposée se dissout dans un excès de potasse; elles ont, en général, une saveur styptique astringente. Le sous-carbonate d'ammoniaque ne redissout pas le précipité qu'il forme dans leurs dissolutions. Les hydrosulfates solubles se comportent avec elles comme avec les composés de zircone. L'oxalate d'ammoniaque ne les précipite pas. Aucun de ces sels, excepté le sulfate, n'est employé. *Borate.* Il est presque insoluble dans l'eau. *Préparation* (*voyez* § 230.). *Sous-carbonate.* Il est blanc, insoluble dans l'eau, insipide, inaltérable à l'air et décomposable au feu. *Préparation* (*voy.* § 233.). *Phosphate.* Il est d'une couleur blanche, pulvérulent, insoluble dans l'eau, soluble dans la potasse, et donne un verre transparent lorsqu'on le fond au chalumeau. Le sous-phosphate se trouve dans un minéral appelé *wawellite* par M. Berzélius; il existe aussi, mêlé à une petite quantité de phosphate d'ammoniaque, dans une terre blanche de l'île de Bourbon rapportée par M. Débassyns. *Préparation* (*voy.* § 236.).

275. *Sulfate acide.* Il est constamment le produit de l'art; il rougit l'*infusum* de tournesol; on peut l'obtenir cristallisé en houppes soyeuses, ou en lames flexibles, nacrées et brillantes, douées d'une saveur aigre, styptique, attirant l'humidité de l'air, et se dissolvant dans un poids d'eau moindre que le sien; chauffé, il perd l'excès de son acide, devient neutre, et peut même être décomposé en

totalité si la chaleur est très intense : uni au sulfate de potasse ou d'ammoniaque, il forme de l'alun. (*voy. Sulfate d'ammoniaque*). On ne lui connaît pas d'autres usages. On l'obtient en dissolvant dans l'acide sulfurique de l'alumine récemment précipitée et lavée. Il existerait, suivant M. Philips, une dissolution de sulfate d'alumine très dense, précipitant par l'eau, par le repos et par l'action de la chaleur; elle reprendrait sa transparence à la température ordinaire : on l'obtiendrait en saturant l'acide sulfurique avec de l'alumine en gelée; elle serait formée de 40,0 d'acide et de 40,87 d'alumine. *Sous-sulfate.* Il existe dans les mines de la Tolfa; il est blanc, insipide et insoluble dans l'eau. *Préparation* (*voyez* § 242). *Sulfite.* Il est incristallisable, insoluble dans l'eau, et fort peu soluble dans l'acide sulfureux; il est décomposé par le feu. *Préparation* (*voyez* § 245). *Nitrate acide.* On ne le trouve pas dans la nature. On peut l'obtenir cristallisé en lames ductiles et peu consistantes, mais ce n'est qu'avec la plus grande difficulté; il a une saveur aigre, très astringente; il est déliquescent et excessivement soluble dans l'eau; chauffé, il se transforme en acide nitrique et en alumine. *Préparation* (*v.* § 255). *Hydrochlorate acide.* Il est le produit de l'art; il a une saveur salée, acide, styptique; il rougit l'*infusum* de tournesol; il est incristallisable, et donne par l'évaporation une masse gélatineuse, demi transparente, attirant fortement l'humidité de l'air, excessivement soluble dans l'eau, et se transformant par l'action du feu en gaz acide hydro-chlorique et en alumine. *Préparation* (*voy.* § 259). *Hydrophtorate.* (fluate). On ne le trouve pas dans la nature; il a une saveur acide, astringente, et forme avec la silice et la soude des sels doubles. *Préparation* (*voyez* § 269).

De l'yttrium.

276. Ce métal est inconnu.

Oxyde d'yttrium (*yttria* ou gadolinite) On a rencontré cet oxyde à Ytterby et à Fahlun, en Suède; il entre dans la composition de l'ytterbite et de l'yttrotantalite, du deutofluate neutre de cérium, du fluate de cérium et d'yttria. Berzélius a reconnu depuis peu que la *thorine* qu'il avait cru découvrir en 1816, n'était que du *sous-phosphate d'yttria*, dont l'acide n'a pu être constaté que par des essais au chalumeau. L'*yttria* est blanche et insipide, sa pesanteur spécifique est de 4,842; on ignore si elle est fusible; mais l'ytterbite fond rapidement et donne un verre noir, luisant comme du jais, d'un éclat très-vif, lorsqu'on la soumet à l'action du chalumeau à gaz de Brook. La lumière, le fluide électrique, les corps simples précédemment étudiés, et l'eau, n'exercent aucune action sur elle : peut-être faut-il en excepter le soufre et le gaz acide hydro-sulfurique. Exposée à l'air, elle en absorbe l'acide carbonique. Elle est sans usages, et a été découverte en 1794 par M. Gadolin. *Poids de son atome*, 5,25.

Préparation. On fait bouillir dans une fiole une partie d'*ytterbite* pulvérisée, avec 4 ou 5 parties d'acide nitrique un peu étendu d'eau, et l'on obtient des nitrates d'yttria, de chaux, de manganèse et de fer solubles; tandis qu'il reste de la silice et de l'oxyde de fer qui n'ont pas été dissous. L'ytterbite renferme en effet ces différents oxydes. On décante la liqueur, on l'étend d'eau pour la filtrer, puis on la mêle avec les eaux de lavage du résidu. On la dessèche par l'évaporation pour en séparer l'excès d'acide nitique, et on traite la masse par l'eau, qui dissout les nitrates d'yttria, de chaux, de manganèse, et la portion de nitrate de fer non décomposée par la chaleur; on filtre et on verse dans la dissolution un grand excès de sous-carbonate d'ammoniaque, qui précipite la chaux, le manganèse et le fer à l'état de sous-carbonates; tandis qu'il reste dans la liqueur du nitrate d'ammoniaque et du sous-carbonate d'yttria dissous par l'excès de sous-carbonate

d'ammoniaque; on filtre et on fait bouillir la dissolution; le sous-carbonate d'yttria ne tarde pas à se précipiter à mesure que le sous-carbonate d'ammoniaque se volatilise; on lave le précipité, on le dessèche, et on le fait rougir dans un creuset pour en dégager l'acide carbonique et avoir l'*yttria* pure.

On ferait encore les mêmes opérations si l'ytterbite contenait de la glucyne, excepté qu'il faudrait séparer le sous-carbonate de glucyne du sous-carbonate d'yttria par une dissolution de potasse, qui ne peut dissoudre que le premier.

Des sels d'yttria.

277. Ces sels, pour la plupart inconnus, ont une saveur sucrée lorsqu'ils sont solubles dans l'eau. Leurs dissolutions se comportent avec la *potasse* et avec le *sous-carbonate d'ammoniaque* comme les composés de zircone et d'un acide (*voyez* § 195); les *hydrosulfates* solubles ne les troublent point. Ils n'ont point d'usages et ne se trouvent pas dans la nature.

Le *carbonate* est insipide, insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air, et décomposable au feu. *Préparation* (*voyez* § 233). *Sulfate.* On l'obtient cristallisé en petits grains brillants, d'une saveur sucrée, astringente, d'une couleur blanche, soluble dans 40 ou 50 parties d'eau, plus soluble dans un excès d'acide. *Préparation* (*voyez* § 228, premier procédé). *Nitrate acide.* Sa saveur est douce et astringente; il rougit l'*infusum* de tournesol, attire l'humidité de l'air et se dissout très bien dans l'eau : on ne peut le faire cristalliser qu'avec la plus grande difficulté; il est décomposé par le feu; l'acide sulfurique transforme sa dissolution en sulfate, qui se précipite sous la forme de petits cristaux. *Préparation* (*voyez* § 255). *Hydrochlorate.* Son histoire est la même que celle du nitrate. *Préparation* (*voyez* § 259).

Du glucynium.

278. Ce métal n'a pas encore été obtenu.

Oxyde de glucynium (glucyne). Il ne se trouve que dans trois pierres gemmes, l'émeraude, l'aigue-marine et l'euclase. On a découvert près de Limoges une mine très abondante d'aigue-marine. Il est blanc et insipide ; sa pesanteur spécifique est de 2,967. Exposé à l'action du chalumeau à gaz, il fond en un émail blanc. Il n'a point d'action sur les fluides impondérables, ni sur les corps simples précédemment étudiés, excepté peut-être sur le soufre. Exposé à l'air, il en attire le gaz acide carbonique; il se combine avec tous les acides ; l'eau ne le dissout pas ; il a été découvert en 1798 par M. Vauquelin ; il est sans usages. Poids de son atome 3,25 (Thomson).

Préparation. On l'extrait du béryl ou aigue-marine; celui de Limoges est formé, d'après M. Vauquelin, de 69 de silice, 16 de glucyne, 13 d'alumine, 0,5 de chaux, 1 d'oxyde de fer; on le traite par la potasse, par l'eau et par l'acide hydrochlorique, comme nous l'avons dit en parlant du zircon; on évapore les hydrochlorates pour en précipiter la silice en gelée; on traite la masse par l'eau, et on filtre la dissolution, qui est composée d'hydrochlorate de glucyne, d'alumine, de chaux et de fer; on y verse un excès de sous-carbonate d'ammoniaque qui agit sur elle comme sur la dissolution d'yttria, en sorte que l'on obtient la *glucyne* en suivant le même procédé.

Des sels de glucyne.

279. Les sels de glucyne solubles ont une saveur sucrée ; leurs dissolutions sont précipitées par la *potasse* et par le *sous-carbonate d'ammoniaque ;* le précipité de glucyne ou de sous-carbonate de glucyne se redissout dans un excès

de l'un ou de l'autre de ces réactifs. Ils ne sont pas troublés par les hydrosulfates solubles. Aucun de ces sels n'est employé; ils sont tous le produit de l'art.

Le *sous-carbonate* est insipide, insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air et décomposable au feu. *Préparation* (*voyez* § 233.). *Phosphate*. Il est également insipide, inaltérable à l'air et insoluble dans l'eau; il se dissout dans un excès d'acide phosphorique. Il fond au chalumeau et donne un globule vitreux qui conserve sa transparence même après le refroidissement. *Préparation* (*voyez* § 236.) *Sulfate*. Il est cristallisé en aiguilles douées d'une saveur sucrée astringente; il attire légèrement l'humidité de l'air, et se dissout très bien dans l'eau. Exposé au feu, il fond dans son eau de cristallisation, se boursoufle, se dessèche et finit par se décomposer; sa dissolution est précipitée en blanc jaunâtre par l'*infusum* de noix de galle. *Préparation* (*voyez* § 228, premier ou deuxième procédé). *Nitrate acide*. Il a la même saveur que le sulfate; il rougit l'*infusum* de tournesol; évaporé, il donne une masse pâteuse, incristallisable, attirant fortement l'humidité de l'air, très soluble dans l'eau, et se décomposant au feu ; sa dissolution est précipitée en jaune grisâtre par la noix de galle. *Préparation* (*voyez* § 255). *Hydrochlorate acide*. On peut l'obtenir cristallisé; sa saveur est sucrée; il rougit l'*infusum* de tournesol, se dissout très bien dans l'eau, et se transforme par l'action du feu en acide hydro-chlorique et en glucyne. *Préparation* (*voyez* § 259).

Des métaux de la deuxième classe.

280. Ces métaux sont au nombre de sept : le magnésium, le calcium, le strontium, le baryum, le lithium, le sodium et le potassium. Ils offrent des propriétés communes que nous avons exposées, en énumérant les caractères des six classes;

tous, en se combinant avec une certaine quantité d'oxygène donnent naissance à des oxydes alcalins.

Des oyxdes de ces métaux.

281. Ces oxydes sont au nombre de douze, savoir, un de magnésium, deux de calcium, deux de strontium, deux de baryum, un de *lithium*, deux de potassium et deux de sodium. Ils sont tous solides, doués d'une saveur âcre plus ou moins caustique, excepté celui de magnésium. Six d'entre eux se dissolvent dans l'eau, sans éprouver ni faire éprouver à ce liquide la moindre décomposition : tels sont les protoxydes de calcium et de strontium, le protoxyde de baryum, l'oxyde de lithium, et les protoxydes de potassium et de sodium : on les appelait autrefois *alcalis*, groupe auquel on ajoutait encore l'ammoniaque. Cinq de ces oxydes, savoir, les deutoxydes de baryum, de strontium et de calcium, et les deutoxydes de potassium et de sodium, ne se dissolvent dans ce liquide qu'autant qu'ils perdent de l'oxygène et se changent en protoxydes. L'oxyde de magnésium est insoluble dans ce liquide.

282. Ainsi dissous, et transformés en *alcalis*, ils verdissent le sirop de violettes, rougissent la couleur jaune du curcuma et ramènent au bleu la couleur de l'*infusum* de tournesol rougie par les acides; ils ont la plus grande tendance à s'unir avec les acides, dont ils font disparaître, en tout ou en partie, les caractères, et on peut dire que les six d'entre eux qui constituent les alcalis enlèvent complétement, ou presque complétement, les acides à toutes les dissolutions salines formées par les oxydes métalliques de la première et des quatre dernières classes, et par l'ammoniaque.

283. *Action du soufre sur les alcalis.* Lorsqu'on chauffe l'un de ces alcalis à l'état solide avec du soufre, on obtient constamment des produits que l'on a appelés *foies de soufre*. Ces produits, considérés pendant long-temps comme des

composés de soufre et de l'oxyde alcalin, sont de nature différente suivant la température à laquelle ils ont été préparés. *une chaleur rouge.* Ils sont formés d'alcali non décomposé, de protosulfure de métal, de persulfure de métal et de sulfate de l'oxyde alcalin, ce que l'on concevra en admettant qu'une portion de soufre décompose une partie de l'oxyde alcalin, s'empare de l'oxygène pour former de l'acide sulfurique qui s'unit à une autre partie de l'alcali, tandis que le métal mis à nu se combine avec le soufre en deux proportions, et donne naissance à un proto et à un persulfure métalliques. En mettant ce foie de soufre dans l'eau, l'oxyde alcalin se dissout, il en est de même du sulfate, qui entre dans sa composition, s'il est soluble; dans le cas contraire, il se précipite: quant aux deux *sulfures métalliques,* ils décomposent l'eau, le soufre du protosulfure et une portion de celui du persulfure s'unissent à l'hydrogène et forment de l'acide hydro-sulfurique, tandis que le métal se combine avec l'oxygène et produit un oxyde qui s'unit à l'acide hydro-sulfurique, et à l'excès de soufre du persulfure, pour donner naissance à un hydrosulfate sulfuré constamment soluble et d'un jaune rougeâtre (1). *A une chaleur rouge blanc.* Les produits dont nous parlons sont formés alors de protosulfure métallique et de sulfate de l'oxyde: aussi, lorsqu'on les met dans l'eau, les transforme-t-on en hydrosulfates simples, qui se trouvent dissous avec la portion de sulfate produit, si toutefois celui-ci est soluble. Nous renverrons, pour plus de détails, aux Mémoires de M. Gay-Lussac, Vauquelin, Berzélius et Berthier, et à l'article *sulfates.* (Voy. p. 321, et *Ann. de Chimie et de Phys.*, tom. VI, XX, XXII et XXX.)

---

(1) On doit excepter le foie de soufre obtenu avec la chaux, qui est très peu soluble, et qui se change en hydro sulfate *incolore* et en une très petite quantité d'hypo-sulfite insoluble, d'après M. Vauquelin.

284. Lorsqu'on fait bouillir de l'eau, du *soufre*, et un de ces *alcalis*, on obtient un véritable hydrosulfate sulfuré, et un hypo-sulfite soluble ou insoluble.

285. *Action du chlore et de l'iode sur les alcalis.* Si l'on fait passer du chlore gazeux parfaitement desséché à travers un tube de porcelaine contenant l'un ou l'autre de ces oxydes, et fortement chauffé, il se forme un chlorure métallique, et l'oxygène de l'oxyde se dégage. Les phénomènes varient si on fait arriver le courant de gaz dans de l'eau tenant l'oxyde en dissolution ou en suspension à la température ordinaire; il se produit alors *le plus souvent* un chlorate et un hydrochlorate, ce qui peut s'expliquer aisément en admettant la décomposition de l'eau, dont l'oxygène se porte sur le chlore pour former de l'acide chlorique, tandis que l'hydrogène donne naissance à de l'acide hydrochlorique. Si la dissolution de l'oxyde était très étendue, il ne se formerait qu'un chlorure d'oxyde (§ 224). L'action de l'*iode* sur ces oxydes dissous ou suspendus dans l'eau est analogue à celle du chlore; il se forme de l'iodate peu soluble, et de l'hydriodate très soluble.

286. La potasse, la soude, la chaux et la baryte, surtout lorsqu'on les mêle avec l'eau, fournissent de l'ammoniaque, si on les chauffe jusqu'au rouge avec certains métaux, tels que le potassium, le fer, le zinc, l'étain, le plomb et l'arsenic, tandis que ces mêmes oxydes, chauffés seuls, n'en donnent point. Quelle peut être, dans ce cas, la source de l'azote, sans lequel il est impossible de concevoir la formation de l'ammoniaque; l'oxyde alcalin était-il mêlé de quelques substances animales, ou bien l'azote de l'air aurait-il été absorbé? M. Faraday, auteur de ces expériences, ne le pense pas, parce qu'il a pris les plus grandes précautions : toujours est-il, d'après ce savant, que si l'on démontrait que l'azote a pu s'introduire d'une manière quelconque, ces expériences prouveraient du moins l'extrême sensibilité de la chaleur et des alcalis pour en ac-

cuser la présence par la formation de l'ammoniaque. (*Ann. de Ch. et de Phys.*, tome XXVIII, an 1825.)

287. Exposés à l'*air*, ces oxydes alcalins en attirent rapidement l'humidité et passent à l'état d'hydrate; bientôt après ils absorbent le gaz acide carbonique, et se transforment en sous-carbonates.

Ils se combinent à merveille avec tous les *acides*, et forment des sels qui sont solubles ou insolubles dans l'eau.

Des sels formés par les métaux de la deuxième classe.

288. Les dissolutions des sels de la seconde classe ne sont décomposées ni troublées par l'ammoniaque (il faut en excepter toutefois les sels de magnésie), ni par les hydrosulfates solubles, ni par l'hydrocyanate ferruré de potasse; ces caractères suffisent pour les distinguer des sels des autres classes.

Du magnésium.

289. Le magnésium a été obtenu par M. Davy, en décomposant le sulfate de magnésie au moyen de la pile voltaïque et du mercure. Il est solide, blanc, semblable à l'argent, et beaucoup plus pesant que l'eau. Il décompose ce liquide avec moins d'énergie que le calcium, le baryum et le strontium, probablement parce que l'oxyde auquel il donne naissance (la magnésie) est insoluble dans l'eau. Il absorbe rapidement l'oxygène de l'air, et se transforme en magnésie. Il n'a point d'usages. Son atome pèse 1,5 (Thomson).

290. *Oxyde de magnésium* (magnésie). On ne le trouve jamais pur dans la nature; il est toujours combiné avec un acide à l'état de sel, ou avec d'autres oxydes. Il est blanc, doux au toucher, insipide, et *verdit le sirop de violettes;* sa pesanteur spécifique est de 2,3. Soumis à l'action d'une

température élevée à l'aide du chalumeau de Brook, cet oxyde fond avec flamme, et donne un verre poreux si léger qu'il est emporté par le gaz. Les autres fluides impondérables, l'oxygène, l'hydrogène, le bore, le carbone, le phosphore et l'azote ne lui font éprouver aucune altération. Le *soûfre* peut se combiner avec lui et donner naissance à du sulfure de magnésium. Mis en contact avec l'*iode* et de l'eau, il se forme de l'iodate de magnésie peu soluble, qui se précipite, et de l'hydriodate de magnésie soluble; d'où il faut conclure que l'eau a été décomposée, et que l'iode s'est transformé en acide iodique et en acide hydriodique. Si l'on fait passer du *chlore* gazeux à travers de la magnésie chauffée jusqu'au rouge, il se produit du chlorure de magnésium, et il se dégage du gaz oxygène. Exposé à l'air, il en absorbe l'acide carbonique. Cent parties de cet oxyde peuvent absorber 44 parties d'eau et donner naissance à un *hydrate* blanc, pulvérulent, soluble, d'après M. Fife, dans 5760 parties d'eau à 15° 5 centigrades, tandis qu'il exige 36000 parties d'eau à 100°, pour être dissous : si on calcine cet hydrate jusqu'au blanc, il perd toute son eau, d'après M. Gay-Lussac. L'oxyde de magnésium se dissout très bien dans les acides. Ce n'est qu'avec la plus grande difficulté qu'on parvient à fondre dans nos fourneaux un mélange de magnésie et de *silice*. L'*alumine* n'a aucune action sur la magnésie. L'atome de magnésie pèse 2,3.

La magnésie n'est employée qu'en médecine. On s'en sert, 1° comme contre-poison des acides; un assez grand nombre d'observations et plusieurs expériences faites sur les animaux prouvent que la magnésie est le meilleur antidote des acides : en effet, elle se combine avec eux, les neutralise, et par conséquent les empêche d'agir comme caustique; on peut, dans ces sortes de cas, la donner, à la dose de plusieurs gros, délayée dans de l'eau. 2° Pour combattre les calculs vésicaux d'acide urique, et même pour en prévenir la formation. Les succès obtenus dans ces der.

niers temps, par MM. Home et Brande, ne laissent aucun doute sur l'avantage que l'on peut retirer de ce médicament dans ces sortes d'affections; la dose est de 15 à 20 grains deux fois par jour. 3° Pour neutraliser les acides qui se développent souvent dans les premières voies, surtout chez les femmes enceintes et les jeunes enfants : la dose, dans ce cas, est depuis 6 jusqu'à 30 grains. 4° Comme purgatif chez les individus qui sont à l'usage du lait, ou qui ont éprouvé de violents accès de goutte ou de rhumatisme : on l'administre dans ce cas jusqu'à la dose d'une demi-once. En général, les médecins ne doivent prescrire que la magnésie calcinée, parfaitement débarrassée d'acide carbonique.

Préparation. On fait bouillir pendant une demi-heure, une dissolution étendue de sulfate de magnésie avec du carbonate de potasse pur, et l'on obtient un précipité blanc de sous-carbonate de magnésie : on filtre la liqueur bouillante; on lave le précipité, et on le calcine dans un creuset pour en retirer la magnésie pure. Si l'on agissait à froid, on obtiendrait beaucoup moins de sous-carbonate de magnésie; il en serait de même si, au lieu de filtrer la liqueur bouillante, on la laissait refroidir; ce dernier phénomène tient, suivant M. Lonchamp, à ce que le sous-carbonate précipité se dissout en partie dans le sulfate de potasse formé. Quoi qu'il en soit, il est impossible, d'après ce chimiste, de précipiter la totalité de la magnésie du sel magnésien, en employant un sous-carbonate alcalin : on ne peut guère y parvenir qu'en faisant usage de la potasse caustique.

Des sels de magnésie.

291. Les sels de magnésie sont entièrement décomposés par la *potasse* (hydrate de protoxyde de potassium) et par les *sous-carbonates* de potasse et de soude; la magnésie,

ou le sous-carbonate de magnésie précipités, ne se dissolvent pas dans un excès du réactif décomposant. Les dissolutions de magnésie ne sont pas précipitées à froid par le *carbonate saturé de potasse* ni par le *carbonate d'ammoniaque effleuri* (1), parceque ces carbonates renferment assez d'acide carbonique pour tenir la magnésie en dissolution; mais si on chauffe le mélange, l'excès d'acide carbonique se dégage, et le sous-carbonate de magnésie blanc se précipite; le sous carbonate d'ammoniaque transparent, ou non effleuri, précipite les sels de magnésie, excepté lorsque les liqueurs *sont très étendues, et qu'elles présentent un grand excès de sous-carbonate d'ammoniaque*; le précipité est du sous-carbonate de magnésie ou du sous-carbonate ammoniaco-magnésien, suivant la quantité de sous-carbonate d'ammoniaque employée (Guibourt). L'*ammoniaque* ne décompose jamais complétement ces dissolutions; elle n'en précipite qu'une portion de magnésie; l'autre portion reste dans la liqueur et forme avec l'ammoniaque un sel double soluble. Les *hydrosulfates* ne précipitent pas les dissolutions de magnésie. Il en est de même de l'*oxalate d'ammoniaque*. On peut, d'après M. Wollaston, reconnaître l'existence de la magnésie dans une liqueur limpide par le procédé suivant: on la décompose par un mélange de phosphate et de carbonate d'ammoniaque; ce dernier sel redissout le précipité: on étend une couche de la liqueur sur une lame de verre; on trace ensuite sur cette lame, avec la pointe d'un tube de verre, des caractères quelconques; s'il y a de la magnésie, on pourra lire ce qui aura été écrit en caractères blancs très apparents; dans le cas contraire, on n'apercevra rien. M. Wollaston attribue ce

(1) Le sous-carbonate d'ammoniaque effleuri a perdu une partie de sa base, et se trouve converti presqu'entièrement en carbonate neutre.

phénomène à la chaleur qui se dégage par le frottement du tube de verre sur la surface de la plaque recouverte de liquide : en effet, l'acide carbonique qui tenait le précipité en dissolution est chassé par l'élévation de température.

Borate. On le trouve près de Lunebourg. Il est en petits cristaux cubiques très durs, insipides, insolubles dans l'eau et inaltérables à l'air; chauffés au chalumeau, ils se boursoufflent et donnent un émail jaunâtre, hérissé de petites pointes qui sautent par l'action du feu. Si on élève convenablement la température de ces cristaux, ils deviennent électriques dans huit points : quatre sont électrisés vitreusement, les quatre autres résineusement. Le borate de magnésie est sans usages. *Préparation* (*voyez* § 230).

Sous-carbonate. On rencontre ce sel à l'état solide en Moravie; il paraît aussi entrer dans la composition de quelques pierres que les minéralogistes appellent *magnésites.* On le trouve dans le commerce, sous la forme de pains légers, d'un blanc de neige, doux au toucher; chauffé, il perd l'acide carbonique, et le résidu porte le nom de *magnésie calcinée.* Il est insipide et inaltérable à l'air. Il est très peu soluble dans l'eau : 2493 parties de ce liquide à 15° 5 en dissolvent une partie, tandis qu'à 100° il faut 9000 parties d'eau (Fyfe); mais il peut se dissoudre dans un excès de gaz acide carbonique, et former le carbonate de magnésie saturé. Il se dissout très bien dans l'hydrochlorate, le sulfate et le nitrate de potasse et de soude, d'après M. Lonchamp. Il sert à préparer la magnésie. Suivant M. Edmond Davy, le sous-carbonate de magnésie, bien mêlé avec les farines nouvelles, dans la proportion de 20 à 40 grains par livre de farine, leur communique la propriété de faire un meilleur pain. (Voyez *Pain*, tom. II.) *Préparation* (*voy.* § 233.).

Carbonate. Il existe dans certaines eaux. Il est sous la forme de cristaux prismatiques très transparents; il s'effleurit à l'air; chauffé, il décrépite et perd l'acide

carbonique; il est peu soluble dans l'eau, et se précipite à mesure que l'on chauffe la dissolution, parce que l'acide carbonique se volatilise. Il est sans usages.

Phosphate. On trouve ce sel dans quelques graines céréales, dans les os, dans l'urine de plusieurs animaux. Il cristallise en prismes hexaèdres irréguliers terminés par des extrémités obliques, ou en aiguilles très fines qui, par leur entrelacement, ressemblent à des étoiles; il est efflorescent, à peine sapide, très peu soluble dans l'eau; chauffé, il donne un verre qui conserve sa transparence, même après qu'il a été refroidi. Il est sans usages. *Préparation* (*voyez* § 236.).

282. *Phosphite.* Il est peu soluble dans l'eau; il ne se trouve pas dans la nature, et n'a point d'usages. *Préparation* (*voyez* § 240.).

Sulfate (sel d'Epsom, sel d'Égra, de Sedlitz, sel cathartique amer, vitriol de magnésie). On le trouve en dissolution dans les eaux de la mer, de plusieurs fontaines salées, et dans les eaux mères de l'alun; on le rencontre aussi quelquefois effleuri dans certains terrains schisteux. Il cristallise en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces, ou par un sommet dièdre; quelquefois aussi il est sous la forme de masses composées d'une multitude de petites aiguilles; sa saveur est amère, désagréable et nauséabonde. Exposé à l'air sec, il s'effleurit si *la température est élevée*. L'eau à 15° dissout son poids de sulfate de magnésie; deux parties d'eau bouillante en dissolvent trois parties: chauffé, il éprouve successivement la fusion aqueuse et la fusion ignée: à la température rouge cerise, il y en a une petite quantité de décomposé, et la magnésie de cette portion est mise à nu. Traité par le charbon à une chaleur rouge, il se décompose et se transforme en magnésie et en sulfure de magnésium, qui étant mis dans l'eau, se change en hydrosulfate de magnésie. (voyez *Action du soufre sur les oxydes de la deuxième*

classe, § 283). Il est formé d'un atome d'acide (5), d'un atome de magnésie (2,5), et de 7 atomes d'eau (7,875). On l'emploie pour préparer la magnésie et le carbonate de magnésie; il est souvent administré comme purgatif, à la dose de 4, 6, 8 gros dissous dans deux ou trois verres de liquide; il fait partie d'une multitude d'eaux minérales naturelles et artificielles, dont on fait un très grand usage pour exciter modérément les évacuations alvines. *Préparation*. On l'obtient, 1° en faisant évaporer les eaux qui en contiennent; 2° au moyen des schistes qui renferment de la magnésie et du sulfure de fer : on les met en contact avec l'air et on les arrose; au bout de quelques mois, le soufre et le fer ont absorbé l'oxygène de l'air, et se trouvent transformés, le premier en acide sulfurique, qui s'unit à la magnésie, et le second en oxyde de fer : on traite par l'eau, qui dissout le sulfate de magnésie et une certaine quantité de sulfate de fer formé : on verse dans la dissolution de l'eau de chaux pour décomposer le sulfate de fer; on filtre et on fait évaporer la liqueur pour obtenir le sulfate de magnésie cristallisé.

Sulfite. Il est le produit de l'art; il cristallise en tétraèdres; il a une saveur terreuse et sulfureuse, il s'effleurit légèrement à l'air, et ne se transforme en sulfate que très lentement. Vingt parties d'eau froide dissolvent une partie de ce sel; il est décomposé par le feu, et n'a point d'usages. *Préparation* (*voyez* § 245.). *Chlorate*. On ne le trouve pas dans la nature. Il est amer, déliquescent, très soluble dans l'eau, difficile à cristalliser, et sans usages. *Préparation* (§ 253.). *Nitrate*. Il n'existe jamais pur dans la nature; il entre dans la composition des eaux-mères du salpêtre; il cristallise en prismes rhomboïdaux à quatre faces, terminés par des pointes obliques et tronquées, ou en aiguilles très fines groupées en faisceaux. Il a une saveur très amère et piquante; il attire l'humidité de l'air, et se dissout à froid dans la moitié de son poids

d'eau. Chauffé, il donne du gaz oxygène, du deutoxyde d'azote, de l'acide nitrique et de la magnésie. Il est sans usages. *Préparation* (*voy.* § 255.). *Hydrochlorate.* Ce sel ne se trouve jamais pur dans la nature; il existe mêlé à d'autres dans certaines eaux salées, dans les matériaux salpêtrés, etc.; il a une saveur amère, désagréable; il attire l'humidité de l'air, se dissout très bien dans l'eau, et ne cristallise qu'avec la plus grande difficulté : chauffé, il se décompose, perd l'acide hydro-chlorique, et l'on obtient de la magnésie. Il est sans usages. *Préparation* (§ 259.). *Hydriodate.* Il est le produit de l'art; il cristallise difficilement et attire l'humidité de l'air : chauffé jusqu'au rouge sans le contact de l'air, la magnésie abandonne l'acide, comme cela a lieu avec l'hydrochlorate. Il est sans usages. *Préparation* (§ 262.). *Hydrosulfate.* On sait qu'il existe, qu'il est soluble dans l'eau et sans usages. *Préparation* (§ 265.). *Hydrophtorate* (fluate). Il est le produit de l'art, et cristallise, suivant Bergman, en prismes hexaèdres, terminés par une pyramide composée de trois rhombes. Il est soluble dans un excès d'acide hydro-phtorique et sans usages.

Du calcium.

292. Le calcium ne se trouve jamais pur dans la nature; on le rencontre à l'état d'oxyde combiné avec divers acides, c'est-à-dire à l'état de *sel*. Ce métal n'a été obtenu qu'en très petite quantité, en sorte qu'il a été impossible d'étudier ses propriétés; on sait seulement qu'il est blanc, très brillant, et qu'il absorbe l'oxygène avec beaucoup de rapidité, pour passer à l'état d'oxyde; il est susceptible de former deux oxydes. Il donne avec le chlore un *chlorure* désigné jusqu'à présent sous les noms de *muriate de chaux desséché, d'ammoniaque fixe.* Il a été découvert par M. Davy. Il est sans usages.

Chlorure de calcium. Lorsqu'on le chauffe dans un

creuset il entre en fusion, et constitue *le phosphore de Homberg ;* on l'a appelé ainsi parce qu'après avoir été fondu et refroidi, il devient lumineux par le frottement, surtout dans l'obscurité; dans cet état, il est demi transparent, lamelleux, fixe, et ne conduit point l'électricité; il se dissout dans le quart de son poids d'eau à 15°, et il n'exige que la moitié de son poids du même liquide à 0°; il attire puissamment l'humidité de l'air, ce qui le rend d'un très grand usage pour dessécher les gaz : liquéfié par l'un ou par l'autre de ces moyens, il se trouve transformé en hydrochlorate, d'où il suit qu'il a décomposé l'eau (voyez *Action de l'eau sur les chlorures*, § 209.). En supposant le chlorure de calcium composé d'un atome de chlore et d'un atome de calcium, on le trouve formé de 100 de chlore et de 58,3 de calcium.

Poids d'un atome de calcium, Le carbonate de chaux est formé de 2,75 d'acide et de 3,50 d'oxyde de calcium; en supposant cet oxyde composé d'un atome d'oxygène et d'un atome de calcium, le poids de celui-ci sera 2,5.

293. *Préparation du calcium.* On prend un sel de chaux, on en fait une pâte avec de l'eau; on lui donne la forme d'une petite capsule dans laquelle on met du mercure métallique; on la place sur une plaque métallique, et on la soumet à l'action d'un courant électrique, de manière à ce que le fil vitré de la pile communique avec la plaque, et le fil résineux avec le mercure : bientôt après, l'acide et l'oxygène de l'oxyde sont attirés par le fil vitré, tandis que le calcium l'est par le fil résineux, et se combine avec le mercure; on distille cet amalgame dans une petite cornue contenant de l'huile de naphte pour empêcher l'oxydation du métal : cette huile et le mercure se volatilisent, et le métal que l'on cherche à obtenir reste dans la cornue.

Du protoxyde de calcium (chaux).

294. La chaux est un des produits que l'on trouve le plus abondamment dans la nature, quoiqu'on ne la rencontre jamais pure; le plus souvent elle est combinée avec les acides carbonique, sulfurique, phosphorique et nitrique.

La chaux pure est blanche (1), d'une saveur âcre, caustique, verdissant fortement le sirop de violettes, et rougissant la couleur du curcuma; sa pesanteur spécifique est de 2,3. Si on élève fortement sa température au moyen du chalumeau à gaz de Brook, elle fond et donne des globules vitrifiés qui ont la couleur de la cire jaune; cette fusion est accompagnée d'une flamme de couleur pourpre. Soumise à l'action de la pile voltaïque, la chaux se décompose en oxygène et en calcium, surtout à l'aide du mercure, qui s'empare du calcium. Elle est sans action sur les gaz *oxygène* et *hydrogène*, sur le *bore* et sur le *charbon.*

295. A une température rouge, elle fournit avec le *phosphore;* un phosphure de calcium d'un rouge brun, mêlé d'un peu de phosphate de chaux, ce phosphure est susceptible de décomposer l'eau et de se transformer en phosphate de chaux insoluble, en hypophosphite de chaux soluble, et en gaz hydrogène perphosphoré qui se dégage et s'enflamme spontanément lorsqu'il est en contact avec l'air; d'où il suit que le phosphore s'empare à la fois de l'oxygène et de l'hydrogène de l'eau. Pour obtenir ce phosphure, on met au fond d'un tube de verre, recouvert d'un lut

---

(1) La chaux obtenue de la pierre calcaire est d'un blanc grisâtre quand elle est privée d'eau, et blanche lorsqu'elle est combinée avec ce liquide.

argileux et fermé par un bout, environ un gros de phosphore coupé en petits morceaux, et par-dessus 2 ou 3 gros de chaux finement pulvérisée : on dispose le tube de manière à en faire passer l'extrémité inférieure d'environ un pouce à travers la grille; on met quelques charbons rouges autour de la partie du tube qui contient l'oxyde, et on élève la température jusqu'à le faire rougir; alors on réduit le phosphore en vapeur, à l'aide d'autres charbons dont on entoure la partie inférieure du tube qui est au-dessous de la grille; le phosphore traverse l'oxyde, le décompose en partie, s'empare de son oxygène, passe à l'état d'acide phosphorique, qui s'unit à la portion de chaux non décomposée; tandis que le calcium provenant de l'oxyde décomposé se combine à une partie de phosphore pour donner naissance au *phosphure* dont nous parlons; l'excès de phosphore se répand dans l'air, en absorbe l'oxygène et produit une flamme très éclatante.

Le *soufre* se combine également avec le calcium; il suffit pour cela de le chauffer jusqu'au rouge avec de la chaux (*voyez* § 283.); ce sulfure a aussi la faculté de décomposer l'eau, et de donner un hydrosulfate de chaux soluble, nullement sulfuré, tandis que celui que l'on obtient en faisant bouillir la chaux et le soufre avec de l'eau est un véritable hydrosulfate sulfuré, et renferme par conséquent beaucoup plus de soufre.

296. La chaux se combine avec l'*iode* sans donner du gaz oxygène; il en résulte un sous-iodure de chaux qui verdit fortement le sirop de violettes.

297. Si l'on fait passer du *chlore* gazeux parfaitement sec à travers du protoxyde de calcium, dont la température a été élevée dans un tube de porcelaine, on obtient du gaz oxygène et du chlorure de calcium. En faisant arriver du chlore gazeux sur de la chaux éteinte en poudre fine et délayée dans l'eau, il se forme, suivant M. Grouvelle, du sous-chlorure de chaux composé de 67,914 de chaux

hydratée, et de 32,086 de chlore ; il ne se produit pas un atome de chlorate. Lorsqu'on vient à traiter ce sous-chlorure par l'eau, il se partage en chaux et chlorure neutre composé de 51,416 de chaux hydratée et de 48,584 de chlore. M. Houton-Labillardière pense, au contraire, qu'il n'existe qu'un chlorure de chaux neutre composé de 47 d'hydrate de chaux, et de 53 de chlore, et il croit que le prétendu sous-chlorure n'est autre chose que du chlorure neutre *mêlé* de chaux sèche ; l'excès de chaux, suivant lui, y est à l'état de mélange, et non à l'état de combinaison, soit parce qu'elle n'était pas hydratée au moment où on a cherché à l'unir au chlore, soit parce que celui-ci n'a pas été employé en quantité suffisante. Quoi qu'il en soit, le chlorure de chaux est solide, blanc ; il répand une légère odeur de chlore et se dissout dans l'eau ; sa dissolution décolore l'indigo, précipite du chlorure d'argent par le nitrate de ce métal, et de l'oxalate de chaux par l'oxalate d'ammoniaque ; elle absorbe l'acide carbonique de l'air, laisse dégager du chlore et finit par se décomposer. Ce chlorure est employé avec le plus grand succès pour désinfecter les fosses d'aisance et pour enlever l'odeur aux matières putréfiées. (*Voy.* nos *Leçons de méd. légale*, art. *Mort.*) (1)

(1) Le chlorure de chaux solide, employé à la désinfection des matières animales, s'obtient en faisant arriver du chlore gazeux sur de la chaux vive éteinte et mêlée avec un vingtième de son poids de sel commun, dont l'action paraît être de faciliter l'absorption du chlore : on aura atteint le point de saturation convenable, lorsqu'une partie de ce chlorure, dissous dans cent trente parties d'eau, décolorera quatre parties et demie de sulfate d'indigo. Si l'on voulait avoir du chlorure de chaux liquide, on mettrait dans quarante litres d'eau, demi-kilogramme de sel commun, un kilogramme et demi de chaux *vive* delitée, et on ferait arriver le chlore

L'*azote* est sans action sur la chaux. Exposée à l'*air*, la chaux vive commence par se combiner avec l'humidité; puis elle absorbe le gaz acide carbonique, et se transforme en sous-carbonate mêlé d'*hydrate*.

298. Si l'on verse sur de la chaux vive quelques gouttes d'*eau*, celle-ci est rapidement absorbée, sans que la chaux paraisse mouillée; le mélange s'échauffe; il s'exhale de la vapeur; la chaux se fendille, acquiert un plus grand volume, blanchit et se réduit en poudre : on dit alors que la chaux est *délitée* ou éteinte; elle est à l'état d'*hydrate*. Dans cette expérience, la température s'élève jusqu'à 300°; c'est à l'aide de cette chaleur qu'une portion d'eau se réduit en vapeur au centre même du morceau de chaux, et c'est à l'effort que fait cette vapeur pour se dégager qu'il faut attibuer la division de cet oyxde; la température du mélange est plus que suffisante pour déterminer la fusion du soufre qui recouvre l'extrémité des allumettes soufrées : aussi quelques-unes de ces allumettes, plongées dans le sein d'un morceau de chaux divisé par l'eau, s'enflamment aussitôt qu'on les met en contact avec l'air, pourvu que le morceau sur lequel on opère soit assez gros. L'hydrate de chaux paraît formé de 100 parties de chaux et de 32,14 d'eau, ou d'un atome de chaux dont le poids est 3,50, et d'un atome d'eau qui pèse 1,125.

Lorsque la chaux a été réduite en poudre par ce moyen, on peut la faire dissoudre dans l'eau. D'après M. Dalton, une partie d'eau à 15°,6 centigr. dissout $\frac{1}{770}$ de son poids de chaux et $\frac{1}{584}$ d'hydrate de chaux; tandis qu'à 100° elle ne dissout qu'un $\frac{1}{1270}$ de chaux et $\frac{1}{952}$ d'hydrate; ajoutons à cela que l'eau à 0° dissout deux fois plus de chaux qu'à 100° : la dissolution porte le nom d'*eau de chaux*. On dis-

---

gazeux jusqu'à saturation. On devrait, avant d'employer ce chlorure, l'étendre d'eau.

tingue dans les pharmacies l'eau de chaux *première*, *seconde*, etc.; ordinairement celle-ci est moins caustique que l'autre, parcequ'elle ne contient pas de potasse, tandis que la première en renferme 7 pour 100, suivant M. Descroizilles (1); mais il est évident que si la chaux est pure et dissoute en assez grande quantité pour saturer l'eau, ces liqueurs ne doivent pas différer entre elles. L'eau de chaux enfermée dans un récipient de verre, et placée à côté d'un vase contenant de l'acide sulfurique concentré, donne de petits cristaux transparents qui sont des hexaèdres réguliers, coupés perpendiculairement à leur axe. On ne pourrait obtenir que très difficilement l'hydrate de chaux cristallisé, en faisant évaporer la dissolution à l'air, parce que l'eau de chaux en attirerait l'acide carbonique et se transformerait en sous-carbonate (crême de chaux) insoluble. On peut aussi faire cristalliser parfaitement la chaux hydratée en décomposant un sel calcaire au moyen de la pile électrique (Riffaut et Chompré).

Propriétés essentielles. 1° L'acide carbonique précipite l'eau de chaux en blanc; le sous-carbonate déposé se dissout dans un excès d'acide carbonique. 2° L'acide sulfurique concentré ne trouble pas l'eau de chaux, phénomène qui tient à ce que le sulfate de chaux formé est plus soluble que la chaux, et par conséquent trouve assez d'eau pour être tenu en dissolution.

Les oxydes de *carbone*, de *phosphore* et d'*azote* sont sans action sur la chaux. Il n'en est pas de même des *acides;* tous peuvent se combiner avec la chaux et donner naissance à des sels calcaires. On ignore quelle est l'action des *métaux* de la première classe sur cet oxyde.

Lorsqu'on fait chauffer dans un creuset parties égales de

---

(1) Les $\frac{7}{100}$ de potasse proviennent du bois qui a servi à la préparation de la chaux.

chaux et de *silice*, on obtient, si la température est assez élevée, une masse blanche fondue, demi-transparente sur les bords, tenant le milieu entre la porcelaine et l'émail, et faisant feu avec le briquet, quoique faiblement (Kirwan). Si l'on verse de l'eau de chaux dans une dissolution de *potasse silicée* (liqueur de cailloux), il se forme un précipité composé de silice et de chaux (stuc). La possibilité de combiner la silice avec la chaux, est d'ailleurs parfaitement prouvée par les expériences récentes de M. Vicat. On peut également fondre complétement, à une température élevée, un mélange de 33, de 25 ou de 20 parties de chaux, et de 67, 75, ou 80 parties d'*alumine* (Herman). Si l'on chauffe fortement dans un creuset de terre un mélange de 30 parties de chaux et de 10 parties de magnésie, on obtient un beau verre jaune verdâtre; mais le creuset est corrodé de toutes parts. On peut aussi faire fondre un mélange de 3 parties d'*alumine*, de 2 parties de *magnésie*, et d'une ou de 2 parties de *chaux*: le produit est de la *porcelaine*.

Composition. Le protoxyde de calcium paraît formé d'un atome de métal, et d'un atome d'oxygène: par conséquent le poids de l'atome de chaux sera 3, 5.

Usages. On emploie la chaux pour préparer la potasse, la soude et l'ammoniaque caustiques, pour chauler le blé, pour boucher les fissures qui se forment quelquefois dans les bassins pleins d'eau, et pour conserver les œufs frais. Unie au sable et à de l'eau, elle constitue les mortiers dont on fait usage comme ciment dans la bâtisse, et qui ont la propriété de se durcir en se séchant, et par conséquent d'adhérer fortement aux surfaces des pierres auxquelles ils servent seuls de liaison; on se sert encore de la chaux comme engrais et comme réactif. Son action sur l'économie animale mérite de fixer notre attention. Avalée en poudre, à la dose d'un ou de deux gros, elle détermine l'empoisonnement à la manière des substances âcres et

corrosives; les animaux ne tardent pas à succomber, et l'on trouve après la mort une vive inflammation des tissus du canal digestif. On employait autrefois la chaux à l'état solide pour cautériser; mais on l'a abandonnée depuis que l'on fait un si grand usage de la pierre à cautère, de la pierre infernale, etc. *L'eau de chaux* est souvent administrée avec succès, suivant Whytt, pour combattre la formation de la gravelle. M. Andry l'a vue réussir dans certaines tympanites; on en a retiré des avantages dans la diarrhée, le hoquet, les éructations, et dans tous les cas où il se développe un acide dans l'estomac; on en donne 6, 8, 10 onces par jour avec autant de lait ou d'une décoction mucilagineuse. Injectée dans l'anus, dans le vagin ou dans l'urèthre, elle a été quelquefois utile pour arrêter les anciennes dysenteries muqueuses, certaines diarrhées, des gonorrhées passives virulentes, les fleurs blanches, les suppurations de la vessie, etc. On l'a employée extérieurement pour laver les ulcères sordides dont les bords sont mous et infiltrés, et pour résoudre les engorgements des articulations. M. Giuli dit avoir obtenu le plus grand succès des bains d'eau de chaux dans les rhumatismes aigus et dans la goutte; la température de ces bains doit être plus élevée que celle des bains tièdes. On se sert avec avantage d'un mélange d'eau de chaux et d'acétate de plomb (sel de Saturne) contre les brûlures. Enfin, l'eau de chaux paraît avoir réussi dans la teigne, dans la gale, et quelques autres maladies de la peau. Elle entre dans la composition de l'eau phagédénique.

Préparation. On fait chauffer dans un creuset du marbre blanc (carbonate de chaux); au bout d'une heure ou deux, si la chaleur a été assez forte, on obtient de la *chaux* pure; car tout le gaz acide carbonique s'est dégagé. Une petite quantité d'eau favorise singulièrement cette décomposition, à raison de la tendance qu'elle a à s'unir avec la chaux. Pour se procurer la chaux en grand, on chauffe la

pierre à chaux (sous-carbonate) dans des fourneaux d'une forme particulière, en employant de préférence le bois vert et humide, qui fournit plus d'eau que celui qui est sec : les phénomènes chimiques sont absolument les mêmes. Il est important de ne pas trop chauffer la pierre lorsqu'elle contient de la silice, car il se formerait une espèce de fritte, et la chaux ne serait plus propre aux constructions; il faut cependant la calciner assez pour lui faire perdre tout l'acide carbonique qu'elle renferme.

Du deutoxyde de calcium.

299. M. Thénard a prouvé, en 1818, que la chaux (protoxyde de calcium) est susceptible de se suroxyder et de former un hydrate de deutoxyde, qui est en paillettes très fines. On obtient ce nouvel oxyde en versant de l'eau de chaux dans l'eau oxygénée contenant de l'acide hydro-chlorique ou nitrique; l'eau oxygénée cède de l'oxygène à la chaux, et l'hydrate de deutoxyde se précipite.

Des sels formés par le protoxyde de calcium.

300. Les dissolutions calcaires sont toutes précipitées par les sous-carbonates de potasse, de soude ou d'ammoniaque; le précipité obtenu en vertu de la loi dont nous avons parlé § 223, est du sous-carbonate de chaux blanc, qu'il suffit de sécher et de calciner pour obtenir la chaux vive. L'acide oxalique décompose toutes les dissolutions des sels calcaires, et se précipite avec la chaux; le précipité, incolore, peu soluble dans un excès d'acide oxalique, se décompose par la calcination et laisse de la chaux vive; l'oxalate d'ammoniaque opère encore mieux cette décomposition.

Sous-borate. Le sous-borate de chaux est un produit de l'art; il est insoluble dans l'eau et sans usages. *Préparation* (*voy.* § 230.).

Sous-carbonate. Ce sel se trouve très abondamment dans la nature; il constitue la craie, la pierre à chaux, les marbres, les stalactites, les albâtres, et une foule de variétés de cristaux qui ornent les cabinets de minéralogie; il fait partie de tous les terrains cultivés, des enveloppes des mollusques, des crustacés, des radiaires, et des nombreux polypiers; enfin, il entre dans la composition de quelques eaux de source, où il est tenu en dissolution par un excès d'acide carbonique. Il est insoluble dans l'eau, par conséquent insipide; il verdit le sirop de violettes lors même qu'il est très pur; il est soluble dans un excès d'acide carbonique, inaltérable à l'air, et décomposable par la simple action de la chaleur, en gaz acide carbonique et en chaux. Il partage avec les autres sous-carbonates les propriétés déjà exposées (§ 232); on s'en sert pour préparer la chaux vive, pour bâtir, etc.; tout le monde connaît les nombreux usages du marbre et de l'albâtre. Le sous-carbonate de chaux doit être regardé comme absorbant; les yeux d'écrevisse, les écailles d'huîtres, les coquilles d'œufs, les coraux, etc., tant vantés par les anciens médecins, et que l'on emploie encore aujourd'hui pour absorber les acides qui se développent dans l'estomac, ne doivent leurs vertus qu'au sous-carbonate de chaux qui entre dans leur composition; on peut faire usage de ces substances dans les cas où la magnésie est indiquée. (*Voy.* pag. 353.) *Préparation.* (*V.* § 233.)

301. *Sous-phosphate.* Ce sel existe dans les os de tous les animaux, et dans toutes les matières végétales et animales; il constitue la chrysolite; il fait quelquefois partie des calculs vésicaux; on le rencontre très abondamment à Logrosan dans l'Estramadure, où il est employé comme pierre à bâtir; enfin, il se trouve à Schlagenwald, sous la forme de masses rayonnées. Le phosphate de chaux pur peut être fondu en un verre transparent, tandis que, s'il contient un excès de chaux, il ne donne, après la fusion, qu'une

masse opaque; chauffé avec du potassium dans un tube de verre, il se décompose et fournit du phosphure de calcium dont les caractères sont très saillants (*voy.* § 295); qui, mis dans l'eau acidulée, dégage du gaz hydrogène perphosphoré; cette propriété permet de reconnaître un demi-milligramme de phosphate de chaux. Il est insoluble dans l'eau, et par conséquent insipide. Traité à froid par l'acide sulfurique concentré, il cède à cet acide la chaux qu'il renferme, et se transforme en acide phosphorique; si l'on n'emploie pas assez d'acide sulfurique, il se produit du phosphate acide de chaux soluble, que l'on peut séparer du sulfate de chaux au moyen de l'eau. Le phosphate de chaux sert à la préparation du phosphate acide, dont on fait usage pour extraire le phosphore. On n'emploie jamais ce sel à l'état de pureté. On administrait autrefois dans l'angine l'*album græcum* ou l'excrément des chiens auxquels on avait fait ronger des os, et qui est principalement composé de phosphate de chaux; ce sel fait partie de la poudre de James; il constitue presque à lui seul la *corne de cerf* calcinée au blanc, avec laquelle on prépare le plus souvent la décoction blanche de Sydenham, employée avec tant de succès comme adoucissant dans les anciens dévoiements, les ténesmes, les épreintes de la dysenterie, la phthisie, etc. *Préparation.* On l'obtient en saturant l'excès d'acide du *sur-phosphate* par l'eau de chaux.

302. *Sur-phosphate* (phosphate acide). Il est constamment le produit de l'art; il est déliquescent et par conséquent très soluble dans l'eau; il cristallise en paillettes nacrées. Exposé à l'action du calorique, il se dessèche, se boursoufle, et donne un verre insipide, insoluble, sans action sur l'*infusum* de tournesol, s'il a été préparé dans un creuset de terre; tandis qu'il a une saveur acide, qu'il rougit le tournesol, et qu'il est un peu soluble dans l'eau, s'il a été obtenu dans un creuset de platine. Le charbon le décompose à une température élevée, s'empare de l'oxy

gène de l'acide, et le phosphore est mis à nu. L'ammoniaque, la potasse, la soude et leurs sous-carbonates, versés dans une dissolution de ce sel, en saturent l'excès d'acide, et le phosphate de chaux se précipite. L'eau de chaux le transforme entièrement en phosphate insoluble. On fait usage de ce sel pour extraire le phosphore. *Préparation.* On chauffe les os de bœuf, de mouton, etc., jusqu'à ce que toute la matière animale qu'ils renferment soit détruite; on obtient des cendres qui sont principalement formées de phosphate de chaux et de carbonate de chaux : on les passe au tamis et on les réduit en une bouillie liquide au moyen de l'eau; on mêle peu à peu cette bouillie avec un tiers de son poids d'acide sulfurique concentré, et on agite : l'acide enlève au phosphate une partie de la chaux et décompose tout le carbonate, en sorte qu'il y a dégagement de gaz acide carbonique, et formation de sulfate et de phosphate acide de chaux; le mélange de ces deux sels est très consistant, presque solide, et sa température assez élevée à raison de l'action de l'acide sulfurique sur l'eau et sur la chaux : on l'abandonne à l'air pendant quelques jours; il en attire l'humidité, et la décomposition devient plus complète; alors, on y verse de l'eau bouillante, qui dissout le phosphate acide de chaux et un peu de sulfate de chaux; on décante après avoir laissé reposer, et on traite de nouveau le résidu par de l'eau bouillante, opération que l'on recommence deux ou trois fois : on filtre les liqueurs à travers une toile serrée, et on les fait évaporer jusqu'en consistance sirupeuse dans une chaudière de plomb; par ce moyen, on en sépare presque tout le sulfate de chaux, qui est très peu soluble; on décante le liquide sirupeux; on lave le sulfate de chaux afin de dissoudre tout le phosphate acide; on réunit les eaux de lavage et on les fait évaporer : la masse obtenue est le phosphate acide de chaux qui peut être vitrifié par la chaleur. Si ce phosphate doit servir à la préparation du phosphore, on emploie pour

le préparer cinq parties de cendres d'os et deux parties d'acide sulfurique concentré ; il importe de ne pas ajouter une plus grande quantité d'acide sulfurique, si l'on veut obtenir tout le phosphore de l'acide phosphorique ; en effet, il résulte des expériences de M. Javal, que l'acide phosphorique est plus volatil qu'on ne le croyait généralement, et que si on ne le fixe pas à l'aide d'une certaine quantité de chaux ou de tout autre alcali, il se volatilise en partie et échappe à la décomposition : or, dans le cas dont il s'agit, le moyen le plus sûr de le fixer consiste à ne lui enlever, par l'acide sulfurique, que la portion de chaux strictement nécessaire pour que l'expérience ait un plein succès.

503. Si l'on veut obtenir de l'acide *phosphorique* pur, on décompose dix parties d'os calcinés, préalablement délayés dans soixante parties d'eau, par 8,6 d'acide sulfurique concentré, qui s'empare de toute la chaux : on évapore pour séparer le sulfate de chaux, puis on traite par l'alcool, qui ne dissout que l'acide phosphorique ; on chauffe pour dégager l'alcool, et on concentre l'acide dans un vase de platine.

Phosphite. Ce sel est le produit de l'art : il est peu soluble dans l'eau ; il cristallise par évaporation spontanée, et si on chauffe sa dissolution, il se transforme en sous-phosphite insoluble, qui se présente sous la forme de petits cristaux nacrés, et en phosphite acide soluble, qui cristallise plus difficilement. (Dulong). Il est sans usages. *Préparation*. (*Voy*. § 240.)

Hypophosphite. Il est très soluble dans l'eau, sans usages, et ne se trouve jamais dans la nature. *Préparation*. (*Voy*. § 238).

Sulfate (Plâtre, gypse, sélénite, etc). Ce sel se trouve très abondamment dans la nature ; tantôt il est cristallisé, tantôt amorphe ; les cristaux de sulfate de chaux contiennent ordinairement 20 à 21 pour cent d'eau de cristalli-

sation : il en est cependant qui n'en renferment pas un atome. On rencontre assez souvent ce sel en dissolution dans les eaux de puits. Lorsqu'il a été purifié, il se présente sous la forme d'aiguilles blanches, satinées, peu consistantes, presque insipides, solubles dans 300 ou 350 parties d'eau, plus solubles dans de l'eau chargée d'acide sulfurique. Soumis à l'action du calorique, les cristaux de sulfate de chaux décrépitent et deviennent opaques. Chauffé dans un creuset, le sulfate de chaux fond et donne un émail blanc. Le *charbon* le transforme en sulfure de calcium (*voy.* § 241 et 283). Exposé à l'air, il en attire l'humidité, s'il a été préablement desséché; mais il ne tombe pas en *deliquium*. Il est formé d'un atome d'acide (5), d'un atome de chaux (3,5), et de deux atomes d'eau (2,25).

Usages. Il sert pour faire le plâtre. Lorsque celui-ci est destiné aux objets de sculpture, il suffit de calciner le sulfate de chaux pur pour le priver de l'eau qu'il renferme, et de le tamiser; mais si l'on veut s'en servir pour les objets de construction, il faut, après l'avoir calciné, le mêler avec un dixième de son poids environ de chaux, si toutefois le sulfate dont il s'agit ne contient pas de sous-carbonate de chaux; par ce moyen, le plâtre absorbe plus d'eau en se solidifiant, acquiert plus de dureté et de ténacité. Le sulfate de chaux sert encore pour faire le stuc, composition qui imite parfaitement le marbre, et que l'on prépare en gâchant le plâtre avec une dissolution de gélatine (colle forte), et en ajoutant au mélange encore en bouillie des substances colorées : on l'applique lorsqu'elle est sèche, et on la polit après l'avoir appliquée sur les objets que l'on veut en recouvrir. Le sulfate de chaux dissous dans l'eau est laxatif; on sait que les eaux de puits ou de source chargées de sélénite sont crues, pesantes, et occasionent quelquefois le dévoiement. *Préparation.* (*Voy.* § 228, 3ᵉ procédé.)

Hyposulfate. Il est en lames hexagonales, régulières, groupées ordinairement de manière à former des rosaces.

Sulfite de chaux. Il est constamment le produit de l'art; il est insoluble dans l'eau; on s'en sert pour muter le marc de raisin ou en arrêter la fermentation. *Préparation.* (*V.* § 228, 3e procédé.)

Hyposulfite. Il cristallise en beaux prismes hexaèdres très solubles dans l'eau; si on concentre la dissolution par la chaleur, il se forme du sulfite de chaux, et il se précipite du soufre. On l'obtient en décomposant l'hydro sulfate de chaux par le gaz acide sulfureux. Il n'existe pas dans la nature.

Iodate. Il ne se trouve jamais dans la nature. Il est ordinairement pulvérulent; mais on peut l'obtenir cristallisé en petits prismes quadrangulaires lorsqu'il a été mêlé avec l'hydrochlorate de chaux, qui augmente sa solubilité. Cent parties d'eau à 18° dissolvent 22 parties de ce sel (Gay-Lussac.) Il est sans usages. *Préparation.* (*Voyez* § 250.)

Chlorate. Il est le produit de l'art; il ne cristallise qu'avec la plus grande difficulté; il attire l'humidité de l'air, et se dissout parfaitement dans l'eau; sa saveur est âcre et amère. Il n'a point d'usages. *Préparation.* (*Voy.* § 253.)

Nitrate. Ce sel fait partie des plâtras et des divers matériaux salpêtrés dont on se sert pour faire le nitrate de potasse. Il est déliquescent et par conséquent très soluble dans l'eau; une partie de ce liquide suffit pour en dissoudre 4 ou 5 parties; cette dissolution cristallise très difficilement; on peut cependant obtenir le nitrate de chaux cristallisé, en le faisant dissoudre dans l'alcool (esprit de vin), ou en agissant comme nous l'avons dit § 213; sa saveur est très âcre. Le *phosphore de Baudouin*, qui a la propriété de luire dans l'obscurité, n'est autre chose que ce sel parfaitement desséché. Il ne sert qu'à la formation du salpêtre. *Préparation.* (*V.* § 255.)

Hydrochlorate (muriate). Ce sel se trouve dans les

eaux de plusieurs fontaines, et dans les matériaux salpêtrés; il a une saveur âcre, très piquante et amère; il est très déliquescent. L'eau à 0° en dissout deux parties, à 15°, elle en dissout quatre parties. Évaporé, il fournit des cristaux qui ont la forme de prismes à six pans, striés et terminés par des pyramides aiguës. Chauffé dans un creuset, il perd l'eau qu'il renferme, éprouve la fusion ignée et se transforme en chlorure de calcium. (*Voyez* § 258.) La grande affinité de ce sel pour l'eau le fait employer pour obtenir des froids artificiels et pour dessécher un très grand nombre de gaz. Fourcroy l'a proposé comme fondant, et il a été depuis employé dans les engorgements et les tumeurs squirrheuses; mais il est rarement administré aujourd'hui. *Préparation.* (*V.* § 259.)

Hydriodate. Ce sel est un produit de l'art; il est extrêmement déliquescent. Desséché, il se transforme en *iodure de calcium*, qui fond au-dessus de la chaleur rouge (Gay-Lussac): il est sans usages. *Préparation.* (*V.* § 262.)

Hydrosulfate (hydrosulfure). Ce sel ne se trouve pas dans la nature; on ne l'a obtenu que sous la forme d'un liquide incolore. Nous verrons, en parlant du sulfure de potassium, que le sulfure de calcium qui se transforme en hydrosulfate par l'action de l'eau peut être souvent employé en médecine avec succès. *Préparation.* (*Voyez* § 265.)

Fluate. (phtorure de calcium, spath fluor). On le rencontre très abondamment dans la nature; tantôt il est pur, incolore, cristallisé en cubes ou en octaèdres; mais le plus souvent il est combiné avec du silex, de l'argile, etc.: alors il est coloré en bleu, en violet, en jaune ou en rose; on le trouve en France, en Saxe et en Angleterre. Il est insoluble dans l'eau, insipide et inaltérable à l'air; il se dissout dans l'acide hydro-phtorique. Si l'on jette sur les charbons rouges les cristaux cubiques fournis par la nature, ils décrépitent légèrement; chauffés plus fortement, ils fon-

dent et donnent un verre transparent. On l'emploie dans la préparation des acides hydro-phtorique, phtoro-borique et phtoro-silicique, etc. Suivant M. Davy, il ne peut plus être rangé parmi les sels; il doit, au contraire, être considéré comme un composé de *phtore* et de calcium. (*Voy.*, pour les autres propriétés de ce corps, les *caractères des phtorures*, § 268.) *Préparation.* (*V.* § 269.)

Du strontium.

303 *bis.* Le strontium ne se trouve, dans la nature, qu'à l'état de sel. La difficulté qu'il y a à le séparer des produits qui le renferment fait que l'on n'a pas encore pu l'étudier avec soin. Il est blanc, brillant, solide, et plus pesant que l'eau; il conserve son éclat pendant plusieurs heures; cependant il finit par absorber l'oxygène de l'air, et former un oxyde terreux, connu sous le nom de *strontiane.* On peut encore le combiner avec une plus grande quantité d'oxygène. Uni au *chlore*, il donne un *chlorure de strontium* solide (muriate de strontiane). Il a été découvert par M. Davy.

Poids d'un atome de strontium. Le sulfate de strontiane est formé de 5 parties d'acide et de 6,5 de strontiane. En supposant cette quantité de strontiane composée d'un atome d'oxygène qui pèse 1, et d'un atome de strontium, le poids de celui-ci sera 5,5.

Préparation. On obtient le strontium en décomposant un sel de strontiane, comme il a été dit § 293.

Chlorure de strontium. Il est solide, incolore, fusible, indécomposable par la chaleur, sans action sur l'oxygène, et soluble dans l'eau, qui le transforme en hydrochlorate.

Du protoxyde de strontium (strontiane).

La strontiane n'existe pas dans la nature à l'état de pureté; mais elle s'y trouve combinée avec les acides sulfurique, carbonique, ou avec le carbonate de chaux : dans ce dernier cas, elle constitue un très grand nombre de variétés d'*arragonite*.

304. Privée d'eau, la strontiane est d'une couleur grisâtre; elle est blanche lorsqu'elle a absorbé ce liquide; sa saveur est plus caustique que celle de la chaux; elle verdit fortement le sirop de violettes et rougit la couleur du curcuma; sa pesanteur spécifique est de 4.

Si on élève sa *température* au moyen du chalumeau à gaz de Brook, la strontiane produit une belle flamme ondoyante de couleur *pourpre;* le centre du morceau est en pleine fusion; le reste n'est qu'à demi fondu. Le fluide *électrique* la décompose, et agit sur elle comme sur la chaux. L'*oxygène*, l'*hydrogène*, le *bore* et le *charbon* ne lui font éprouver aucune altération. Elle se comporte avec le *phosphore*, l'*iode*, l'*azote* et l'*air* atmosphérique, comme la chaux. Le *chlore*, à une température élevée, agit sur elle comme sur la chaux; à froid, il se combine avec l'hydrate de strontiane, et forme un *chlorure* de strontiane. Le *soufre* agit sur elle, comme nous l'avons dit § 283. *Préparation du phosphure et du sulfure.* (V. § 295.) Mise en contact avec une petite quantité d'*eau*, elle se boursoufle comme la chaux, donne lieu aux mêmes phénomènes, mais avec un plus grand dégagement de calorique, et il en résulte un *hydrate* sec. 40 parties de ce liquide à 10° dissolvent une partie de strontiane, tandis qu'il n'en faut que 15 ou 20 d'eau bouillante : aussi une dissolution concentrée de cet oxyde faite à chaud donne-t-elle, par le refroidissement, des cristaux de strontiane sous la forme de lames minces, à bords terminés par deux facettes qui se joignent

et forment un angle aigu ; quelquefois l'on obtient des cubes. Les cristaux de strontiane paraissent formés de 68 parties d'eau et de 32 de strontiane, ou d'un atome de strontiane et 12 atomes d'eau.

Propriété essentielle. Une goutte d'acide sulfurique versée dans de l'eau saturée de strontiane y fait naître un précipité blanc de sulfate de strontiane insoluble dans l'eau. Si la dissolution de strontiane est très affaiblie, il n'y a point de précipité, parce que le sulfate qui en résulte trouve assez d'eau pour être dissous. L'*iode* agit sur cette dissolution comme sur l'eau de chaux.

Les oxydes de *carbone*, de *phosphore* et d'*azote* sont sans action sur la strontiane. Il n'en est pas de même des *acides :* tous peuvent se combiner avec elle et donner des sels. On ignore comment la strontiane agit sur les *métaux* précédemment étudiés. Chauffée fortement dans un creuset avec le quart de son poids de *silice*, elle se transforme en une matière d'un vert pâle, fondue sur les bords, et tenant le milieu entre la porcelaine et l'émail. L'eau de strontiane, versée dans une dissolution de *potasse silicée* (liqueur de cailloux), donne un précipité composé de strontiane et de silice (Morveau). La strontiane n'est employée que dans les laboratoires de chimie comme réactif.

Composition. Le protoxyde de strontium paraît formé d'un atome de métal qui pèse 5,5, et d'un atome d'oxygène dont le poids est 1 ; ou de 100 de strontiane et de 18,18 d'oxygène : par conséquent le poids de l'atome de strontiane sera 6,5.

Préparation. On fait rougir dans un creuset de platine du nitrate de strontiane pur. (*Voy.* § 307.) Ce sel fond ; son acide se décompose en oxygène et en acide nitreux, et il ne reste que la strontiane sous forme d'une masse poreuse ; on la retire et on la conserve dans des flacons bouchés à l'émeri. Si l'on faisait l'opération dans un creuset

de Hesse, ses parois seraient attaquées, et il faudrait le casser et faire bouillir les fragments avec de l'eau distillée pour dissoudre au moins une partie de l'oxyde qui y adhère fortement.

Du deutoxyde de strontium.

305. M. Thénard est parvenu à suroxyder la strontiane en suivant le procédé décrit § 299. On ignore quelles sont les propriétés de ce nouvel oxyde.

Des sels formés par le protoxyde de strontium.

306. Les sels de strontiane, solubles dans l'eau, précipitent par les sous-carbonates de potasse, de soude ou d'ammoniaque; ils sont troublés par le sous-carbonate de potasse, même après avoir été précipités par un excès de sulfate de soude dissous : dans tous les cas, le précipité, qui est du sous-carbonate de strontiane, est décomposé par une chaleur rouge, et fournit de la strontiane facile à reconnaître. (*V.* § 304.) Les sels de strontiane colorent en pourpre la flamme d'une bougie.

Sous-borate. Il ne se trouve pas dans la nature; il est insoluble dans l'eau et sans usages. *Préparation.* (*Voyez* § 230.)

Sous-carbonate. On le rencontre, sous la forme de fibres convergentes, à Strontiane en Écosse, au Pérou, etc.; il est insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air, décomposable, à une température au-dessus du rouge cerise, en gaz acide carbonique et en strontiane. Il est sans usages ; on pourrait s'en servir pour préparer la strontiane, s'il était plus abondant. *Préparation.* (*V.* § 233.)

Sous-phosphate. Il est constamment le produit de l'art. Il est insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air, et sans usages. *Préparation.* (*V.* § 236.) *Composition.* Acide 40,8, strontiane 59,2 (Berzél.).

Phosphite. On ne le rencontre pas dans la nature. Comme le phosphite de chaux, il est peu soluble dans l'eau, et donne, par l'évaporation, de petits cristaux de sous-phosphite de strontiane insoluble, et du phosphite acide soluble, qui cristallise plus difficilement (Dulong). Il est sans usages. *Préparation.* (*V.* § 240.)

Hypophosphite. Il est constamment le produit de l'art; il est très soluble dans l'eau et ne cristallise que très difficilement. Il est sans usages. *Préparation.* (*V.* § 238.)

Sulfate. On le trouve en masses opaques à Montmartre, à Menilmontant, près Paris et en beaux cristaux prismatiques en Sicile; on le rencontre encore à Saint-Médard et à Beuvron, département de la Meurthe. Il est blanc, fusible à une haute température, insipide, et presque insoluble dans l'eau : en effet, une partie exige près de 4000 parties de ce liquide pour se dissoudre. Le charbon le transforme en sulfure de strontium. (*V.* § 241 et 283.) L'acide sulfurique concentré le dissout mieux que l'eau, et on peut l'obtenir cristallisé en faisant évaporer la dissolution. On l'emploie pour préparer la strontiane. *Préparation.* (*V.* § 242.)

Hyposulfate. Il paraît cristalliser en lames hexaèdres très petites.

Sulfite Il est insoluble dans l'eau, sans usages, et ne se trouve jamais dans la nature. *Préparation.* (*V.* § 245.)

Hyposulfite. Il cristallise en rhomboïdes aplatis; il jouit de la double réfraction; il est très soluble dans l'eau : on l'obtient en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux dans la dissolution de sulfure de strontium.

Iodate. Il est le produit de l'art : on l'obtient en petits cristaux qui, vus à la loupe, paraissent être des octaèdres : il est décomposé par la chaleur et donne de l'oxygène, de l'iode, et de la strontiane sensiblement pure. Cent parties d'eau à 15° dissolvent 24 parties de ce sel (Gay-Lussac). Il est sans usages. *Préparation.* (*V.* 250.)

Chlorate. On ne le rencontre jamais dans la nature ; il a une saveur piquante et un peu astringente ; il ne cristallise que dans le cas où sa dissolution est très concentrée ; sa solubilité est très grande ; il est même déliquescent ; il fuse sur les charbons ardents avec beaucoup de rapidité, et donne une flamme purpurine très belle (Vauquelin). *Préparation.* (*V.* § 253.)

307. *Nitrate.* Il ne se trouve pas dans la nature ; il cristallise en octaèdres ou en prismes irréguliers ; il a une saveur âpre, piquante ; la chaleur rouge suffit pour le fondre ; si on continue à le chauffer, il se décompose comme tous les nitrates : il s'effleurit à l'air. L'eau à 15° en dissout environ son poids ; à 100° elle en dissout le double. Il suffit de le calciner pour en avoir la strontiane : il est formé d'un atome d'acide (6,75), d'un atome de strontiane (6,5), et de quatre atomes d'eau (4,5) *Préparation.* On fait chauffer pendant deux heures, dans un fourneau à réverbère, un creuset contenant six parties de sulfate de strontiane et une partie de charbon parfaitement mêlés et passés au tamis, et l'on obtient un mélange de sulfure de strontium et de charbon (voy. *Action du charbon sur les sulfates*, § 241) ; on le pulvérise, on le met dans l'eau, et il se produit de l'hydrosulfate sulfuré de strontiane soluble et de l'hyposulfite de strontiane insoluble (voyez *Action des sulfures alcalins sur l'eau*, § 283) ; on traite la liqueur par l'acide nitrique, qui décompose l'hydrosulfate sulfuré avec effervescence, dégage le gaz acide hydrosulfurique, précipite du soufre, et forme du nitrate de strontiane que l'on peut obtenir par le filtre, après l'avoir fait chauffer pour le rendre plus soluble dans l'eau. Il est important, avant de mêler le sulfate de strontiane avec le charbon, de le faire bouillir pendant quelque temps avec de l'acide hydro-chlorique affaibli, pour le débarrasser du fer et de quelques-autres matières qu'il pourrait contenir.

Hydrochlorate. Il est le produit de l'art; il cristallise en aiguilles longues qui sont des prismes hexaèdres, doués d'une saveur âcre et piquante; chauffé jusqu'au rouge, il se décompose et se transforme en chlorure de strontium. (*V.* § 258.) Une partie et demie d'eau à 15° peut dissoudre une partie de ce sel; quatre parties d'eau bouillante en dissolvent cinq parties, etc. Il est sans usages. *Préparation.* (*V.* § 259.)

Hydriodate. Il est le produit de l'art; il est très soluble dans l'eau; il fond au-dessous de la température rouge, et se trouve transformé en *iodure de strontium.* Il est sans usages. *Préparation.* (*V.* § 262.)

Sous-hydrosulfate. On ne le trouve jamais dans la nature. Il cristallise en lames blanches semblables à des écailles; il se dissout beaucoup mieux à chaud qu'à froid, et se transforme en hydrosulfate neutre par l'addition d'une suffisante quantité d'acide hydro-sulfurique. Il est sans usages. *Préparation.* (*V.* § 265.)

Fluate. Il est le produit de l'art, sans usages, et à peine soluble dans l'eau. Suivant M. Davy, ce corps serait composé de phtore et de *strontium. Préparation.* (*V.* 269.)

Du baryum.

308. Le baryum ne se trouve dans la nature qu'à l'état de sel. Il est solide, plus brillant qu'aucun autre métal, et aussi ductile que l'argent (Clarke); sa pesanteur spécifique est de 4, celle de l'eau étant prise pour unité. Exposé à l'air, il s'oxyde dans l'espace de trois minutes; mais on en renouvelle l'éclat métallique par l'action de la lime. Il est fixe; il paraît s'allier avec l'argent, le palladium et le platine. M. Clarke, qui annonce avoir obtenu ce métal au moyen du chalumeau à gaz de Brook, a proposé de l'appeler *plutonium.*

Poids d'un atome de baryum. Le sulfate de baryte est

formé de cinq parties d'acide sulfurique et de 9,75 de protoxyde de baryum; en supposant cet oxyde composé d'un atome d'oxygène qui pèse 1, et d'un atome de baryum, le poids de celui-ci sera de 8,75.

Préparation. On obtient le baryum en décomposant un sel de baryte, comme il a été dit §. 293.

Chlorure de baryum. Il est solide, incolore, doué d'une saveur amère, fusible, indécomposable par la chaleur, sans action sur l'oxygène et soluble dans l'eau, qui le transforme en hydro chlorate. En le supposant formé d'un atome de baryum, qui pèse 8,75, et d'un atome de chlore, dont le poids est 4,5, on le trouvera composé de 100 parties de baryum et de 51,42 de chlore.

Des oxydes de baryum.

309. On connaît deux oxydes de ce métal, le protoxyde et le deutoxyde.

Protoxyde de baryum, *baryte*, *barote*, ou *terre pesante.* La baryte ne se trouve pas dans la nature à l'état de pureté; mais on la rencontre combinée avec l'acide carbonique, et principalement avec l'acide sulfurique. Elle est solide, poreuse, d'une couleur grise, plus caustique que la strontiane; elle verdit le sirop de violettes et rougit la couleur de curcuma; sa pesanteur spécifique est de 4.

Soumise à l'action du chalumeau à gaz, la baryte fond en émail blanc grisâtre. On peut la décomposer au moyen de la *pile électrique*; il suffit pour cela de l'humecter légèrement et de la mêler avec le quart de son poids de peroxyde de mercure; on creuse dans le mélange une petite cavité dans laquelle on met du mercure métallique; aussitôt que la pile est en activité, l'oxygène des deux oxydes est attiré par le pôle vitré, tandis que le baryum, uni au mercure, se porte vers le pôle résineux.

Le gaz *oxygène* est absorbé par le protoxyde de baryum

soumis à une chaleur rouge, et il en résulte du deutoxyde. L'*hydrogène*, le *bore* et le *charbon* sont sans action sur la baryte. Le *phosphore* se la décompose à une chaleur rouge, et donne un phosphure de baryum d'un rouge brun, qui jouit, comme ceux de calcium et de strontium de la propriété de décomposer l'eau. *Préparation* de ce phosphure. (*Voy.* § 295.) Le *soufre* s'y unit aussi à une température élevée, et forme un sulfure de baryum jaune. (*V.* § 283) Si l'on fait passer l'*iode* sur de la baryte rouge de feu, l'on obtient un *sous-iodure de baryte*. Si, au lieu d'*iode*, on fait passer du *chlore* gazeux, le protoxyde de baryum est décomposé, et il en résulte du gaz oxygène et du *chlorure de baryum*. Le chlore peut se combiner avec la baryte hydratée, et former un chlorure neutre composé de 70,72 d'hydrate de baryte et de 29,28 de chlore.

Exposé à l'air à la température ordinaire, le protoxyde de baryum en attire d'abord l'humidité, puis l'acide carbonique passe à l'état de proto-carbonate, augmente de volume, acquiert une couleur blanche, et se réduit en poudre. Si on élève sa température, il absorbe à la fois l'oxygène et l'acide carbonique de l'air, passe en partie à l'état de deutoxyde de baryum, et en partie à l'état de proto-carbonate; mais si on continue à le chauffer, le deutoxyde de baryum formé se décompose et redevient protoxyde, qui s'unit encore avec l'acide carbonique de l'air, ensorte que le tout finit par se transformer en proto carbonate de baryum, indécomposable par la plus haute chaleur.

La baryte se boursoufle, et donne lieu aux mêmes phénomènes que la strontiane lorsqu'on la met en contact avec une petite quantité d'*eau;* l'hydrate blanc qui en résulte, exposé à une chaleur rouge, fond sans se décomposer. Il suffit de cinquante parties d'eau à 15° et de dix parties d'eau bouillante pour dissoudre une partie de baryte; plusieurs chimistes prétendent même qu'il ne faut que deux parties d'eau à 100° pour opérer cette dissolution;

quoi qu'il en soit, il est évident que le *solutum* concentré de baryte, fait à chaud, doit déposer, par le refroidissement, une certaine quantité de ce protoxyde hydraté; il se sépare alors sous la forme de cristaux indéterminables ou de prismes hexagones, terminés à chaque extrémité par une pyramide tétraèdre; quelquefois aussi on obtient des octaèdres. En supposant ces cristaux formés d'un atome de baryte, dont le poids est 9,75, et de 20 atomes d'eau, qui pèsent 25,50, on les trouvera composés de 100 parties de baryte et de 230,76 d'eau (Dalton.) Ils fondent dans leur eau de cristallisation à une température peu élevée, et se dissolvent dans 17 parties et ½ d'eau froide. L'iode agit sur l'eau de baryte comme sur l'eau de chaux.

Propriété essentielle. Une goutte d'acide sulfurique, versée dans une dissolution *très étendue* de baryte, la trouble sur-le-champ, et ne tarde pas à y former un précipité blanc de sulfate de baryte insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique, ce qui n'arriverait pas avec une faible dissolution de strontiane.

Les oxydes de *carbone*, de *phosphore* et d'*azote* sont sans action sur la baryte. Les acides, au contraire, se combinent tous avec elle, et donnent des sels dont nous nous occuperons après avoir fait l'histoire du deutoxyde.

Usages et action sur l'économie animale. La baryte n'est employée que dans les laboratoires de chimie comme réactif. Son action sur l'économie animale est très meurtrière; elle est rapidement absorbée lorsqu'on l'applique sur le tissu cellulaire, elle agit sur le système nerveux, et ne tarde pas à déterminer la mort.

Composition. Le protoxyde de baryum paraît formé d'un atome de métal, qui pèse 8,75, et d'un atome d'oxygène, dont le poids est 1, ou de 100 baryum et de 11,42 d'oxygène, résultat qui se rapproche singulièrement de celui qui avait été obtenu par M. Berzélius: par conséquent le poids de l'atome de baryte sera 9,75. *Préparation.* On

obtient la baryte en décomposant le nitrate de cette base, comme nous l'avons dit pour la strontiane. (*V.* page 381)

310. *Deutoxyde de baryum.* Il est constamment le produit de l'art; sa couleur est gris-verdâtre; il est caustique, et verdit le sirop de violettes; si on le chauffe fortement, il se décompose en oxygène et en protoxyde. Tous les corps *simples* non métalliques, excepté l'*azote*, le décomposent à une température élevée, lui enlèvent une portion de son oxygène, et le transforment en protoxyde (baryte). Le chlore liquide le décompose à froid; il se dégage de l'oxygène, et l'on obtient du chlorure de baryte. Que l'on fasse chauffer, par exemple, ce deutoxyde avec du gaz *hydrogène*, il y aura dégagement de chaleur et de lumière, absorption du gaz, et formation d'un hydrate de protoxyde; d'où il suit que l'hydrogène s'est combiné avec une portion d'oxygène du deutoxyde pour former de l'eau qui s'est unie au protoxyde résultant. L'*eau*, à raison de son affinité pour le protoxyde de baryum, agit sur lui de la même manière, avec cette différence, que le gaz oxygène abandonné par le deutoxyde se dégage. Ces caractères suffisent pour distinguer ce corps de tous les autres. Il est sans usages. Les deux oxydes de baryum agissent sur la *silice* comme la strontiane.

On obtient le deutoxyde de baryum en chauffant dans une cloche courbe disposée sur la cuve à mercure le protoxyde avec du gaz oxygène.

Des sels de baryte.

311. Les sels de baryte sont formés par un acide et par le protoxyde de baryum (baryte); le deutoxyde ne peut se combiner avec les acides sans se transformer en protoxyde.

Les sels de baryte solubles dans l'eau précipitent en blanc par les sous-carbonates de potasse, de soude ou d'am-

moniaque; le sous-carbonate de baryte déposé est indécomposable par la chaleur seule, mais il se décompose parfaitement si on le fait chauffer avec du charbon, et donne de la baryte. L'acide sulfurique et les sulfates solubles y font également naître un précipité de sulfate de baryte blanc insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique. Lorsqu'ils ont été décomposés par un excès de sulfate de soude dissous et qu'on les a filtrés, ils ne sont point troublés par la dissolution du sous-carbonate de potasse, comme cela arrive avec les sels de strontiane. Aucun de ces sels ne colore en pourpre la flamme d'une bougie.

Sous-borate. Il est le produit de l'art; il ne se dissout pas dans l'eau, et il n'est d'aucune utilité. *Préparation.* (*Voy.* § 230.)

Sous-carbonate. Ce sel se trouve en Angleterre, dans la haute Styrie, en Sibérie et dans le pays de Galles: il est tantôt sous la forme de masses celluleuses ou rayonnées, tantôt translucide et d'un gris jaunâtre. Il est indécomposable par le feu, insoluble dans l'eau et inaltérable à l'air. Il est sans usages. Introduit dans l'estomac, il se transforme, à la faveur de l'acide acétique contenu dans les voies digestives, en acétate, ou du moins en un sel soluble, et agit comme la baryte. *Préparation.* (*Voyez* § 233.)

Sous-phosphate. Ce sel est un produit de l'art; il est insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air et sans usages. *Préparation.* (*Voyez* § 236.) Composition. Acide 31,80, baryte 68, 20 (Berzélius.)

Phosphite. On ne trouve jamais ce sel dans la nature: comme les phosphites de chaux et de strontiane, il est peu soluble dans l'eau, et donne, par l'évaporation, de petits cristaux de sous-phosphite de baryte insoluble, et du phosphite acide soluble, qui cristallise plus difficilement. (Dulong). Il est sans usages. *Préparation.* (*Voy.* § 240.)

Hypophosphite Il est constamment le produit de l'art;

il est très soluble dans l'eau, et ne cristallise que très difficilement. Il est sans usages. *Préparation.* (*Voy.* §238.)

Sulfate. Il se trouve assez abondamment dans la nature; on le rencontre en France, dans les départements du Puy-de-Dôme et du Cantal; en Hongrie, et près de Bologne. Tantôt il est cristallisé, tantôt il est en masses compactes, tuberculeuses, ou sous la forme de rognons. Il est insoluble dans l'eau, insipide, inaltérable à l'air, et susceptible de fondre lorsqu'il est fortement chauffé. Le charbon le transforme en sulfure de baryum. (*Voyez* § 241 et 283.) Il se dissout dans l'acide sulfurique concentré, et le *solutum* est décomposé par l'eau, qui s'empare de l'acide et précipite le sulfate: on peut, en évaporant cette dissolution, en obtenir des cristaux. Mêlé avec de l'eau et de la farine, il peut former une pâte que l'on réduit en gâteaux minces, et qui a la propriété de luire dans l'obscurité lorsqu'on l'a chauffée jusqu'au rouge; on la désignait autrefois sous le nom de *phosphore de Bologne.* On ignore quelle est au juste la composition du produit de cette calcination, ainsi que la cause de sa phosphorescence. On emploie ce sel pour préparer la baryte, et comme fondant dans les fonderies de cuivre de Birmingham. En Angleterre, on s'en sert comme mort aux rats. Nous l'avons souvent fait prendre à des chiens, à la dose de deux onces, sans qu'ils aient éprouvé la moindre incommodité. *Préparation.* (*Voy.* § 242.)

Hyposulfate. Il est en prismes quadrangulaires éclatants; il est inaltérable à l'air; il décrépite très fortement.

Sulfite. Il est insoluble dans l'eau, insipide, sans usages, et ne se trouve jamais dans la nature. *Préparation.* (*Voy.* § 245.)

Iodate. Ce sel est constamment le produit de l'art; il est sous forme pulvérulente; il ne fuse point sur les charbons; il fait seulement apercevoir quelquefois une légère lueur: il est décomposé par le feu en oxygène, en iode, et en ba-

ryte sensiblement pure. Cent parties d'eau à 18° n'en dissolvent que 3 parties : la même quantité d'eau bouillante en dissout 16 parties. Il est sans usages. *Préparation.* On obtient l'iodate de baryte en mettant de l'iode dans l'eau de baryte : l'eau est décomposée, et il se forme un hydriodate soluble, et un iodate insoluble, qu'il suffit de laver pour l'avoir pur.

Chlorate. On ne le trouve pas dans la nature. Il est sous la forme de prismes carrés, terminés par une surface oblique, et quelquefois perpendiculaire à l'axe du cristal; sa saveur est piquante et austère; il se dissout dans 4 parties d'eau à 10°. Si après l'avoir desséché on le chauffe jusqu'à ce qu'il soit entièrement décomposé, on obtient les $\frac{39}{100}$ de son poids d'oxygène : le résidu de cette décomposition est du chlorure de baryum (muriate de baryte), plus de la baryte (Vauquelin). Il est employé pour préparer l'acide chlorique. *Préparation.* Pour obtenir le *chlorate de baryte*, on prend le mélange de chlorate et d'hydro chlorate de cette base (*voyez* § 253), et on le fait évaporer; l'hydrochlorate, beaucoup moins soluble, cristallise en grande partie, et peut être séparé par la décantation; la dissolution contient tout le chlorate de baryte et une certaine quantité d'hydrochlorate; on la fait bouillir avec du phosphate d'argent, qui n'agit point sur le chlorate et qui décompose l'hydrochlorate : en effet, il se forme, en vertu des doubles décompositions, un précipité blanc de phosphate de baryte et de chlorure d'argent : il suffit de filtrer et d'évaporer la dissolution pour avoir le *chlorate de baryte pur.* On a la certitude d'avoir employé assez de phosphate d'argent lorsque la liqueur ne précipite plus par le nitrate de ce métal; en effet, cet essai prouve qu'elle ne contient plus d'hydrochlorate. (Chenevix et Vauquelin). Le procédé suivant, indiqué dans ces derniers temps par M. James Lowe Wheeler, mérite la préférence. On fait dissoudre dans l'eau chaude du chlorate de potasse (com-

posé de potasse et d'acide chlorique); on verse dans cette dissolution un petit excès d'acide phtoro-silicique liquide (fluorique silicé, *voyez* § 190); on chauffe pendant quelques minutes. L'acide phtoro-silicique décompose le chlorate de potasse, s'empare de la potasse et se précipite avec elle sous forme gélatineuse : on filtre la dissolution qui contient l'acide chlorique et l'excès d'acide phtoro-silicique; on la sature avec du carbonate de baryte, qui forme avec l'acide chlorique un sel soluble, et avec l'acide phtoro-silicique un sel insoluble; on filtre de nouveau; on fait évaporer la dissolution de chlorate de baryte, et on la fait cristalliser.

Nitrate. On n'a jamais trouvé ce sel dans la nature. Il cristallise en octaèdres demi transparents; sa saveur est âcre; chauffé jusqu'au rouge dans un creuset, il décrépite, se décompose comme tous les nitrates, et se transforme en gaz oxygène, en gaz acide nitreux, et en baryte ou en deutoxyde de baryum. Douze parties d'eau à 15° en dissolvent une partie, tandis qu'il ne faut que 3 ou 4 parties d'eau bouillante. On s'en sert pour préparer la baryte, et comme réactif. *Préparation.* On décompose le sulfate de baryte par le charbon, comme pour le nitrate de strontiane. (*Voy.* § 307.)

Hyponitrite. Il est peu connu; on sait qu'il est soluble dans l'eau, et qu'on ne le rencontre pas dans la nature. Il est sans usages.

Hydrochlorate. Ce sel est un produit de l'art, à moins qu'on admette avec Bergmann qu'il existe dans quelques eaux minérales; il cristallise en prismes à quatre pans très larges et peu épais, doués d'une saveur amère très piquante. Projeté sur les charbons ardents, il décrépite, se dessèche et finit par fondre : alors il se trouve transformé en chlorure de baryum. (*Voyez* §. 250) Suivant M. Gay-Lussac, il suffit de le faire évaporer et cristalliser pour opérer cette décomposition : s'il en est ainsi, l'hydrochlorate n'existe-

rait qu'à l'état liquide; cent parties d'eau à 15° en dissolvent 34,86 parties, et 59,58 à 105°,48 (Gay-Lussac); on l'emploie dans les laboratoires comme réactif. Il est formé d'un atome d'acide (4,625), d'un atome de baryte (9,750) et d'un atôme d'eau (1,125).

L'hydrochlorate de baryte est un des poisons les plus violents; appliqué sur le tissu cellulaire, à la dose de quelques grains, il est rapidement absorbé, et détermine des convulsions qui ne tardent pas à être suivies de la mort; il exerce, indépendamment de cette action, une irritation locale capable de produire l'inflammation des parties avec lesquelles il a été en contact. Le meilleur antidote de ce sel et des autres préparations de baryte est, sans contredit, la dissolution d'un sulfate, tel que celui de soude, de magnésie ou de potasse : en effet, ces sels ont la propriété de décomposer tous ces poisons et de les transformer en sulfate de baryte insoluble, qui est sans action sur l'économie animale. L'hydrochlorate de baryte a été prôné par Crawford comme un excellent remède contre les scrophules : nous l'avons souvent employé et vu employer sans succès; quoi qu'il en soit, on doit l'administrer à la dose de 4, 6, 8, gouttes dans une tasse d'eau distillée. *Préparation.* (*V.* § 259.)

Hydriodate. On n'a pas encore trouvé ce sel dans la nature; il cristallise en prismes très fins, semblables aux précédents. A une température rouge et même au-dessous, il est converti en iodure de baryum : quoique très soluble dans l'eau, il n'est que faiblement déliquescent. Exposé à l'air, il se décompose en partie, et se transforme en hydriodate coloré par l'iode; il est évident que l'oxygène de l'air s'empare de l'hydrogène de l'acide hydriodique. Il est sans usages. *Préparation.* L'hydriodate de baryte se prépare en versant de l'eau de baryte sur de l'iode : l'eau est décomposée; son oxygène se porte sur l'iode pour former de l'acide iodique, tandis que l'hydrogène donne, en

se combinant avec l'iode, de l'acide hydriodique; en sorte qu'on obtient un iodate et un hydriodate : celui-ci est soluble et l'autre est insoluble : on les sépare par le filtre.

Sous-hydrosulfate. Il est constamment le produit de l'art. Il cristallise en lames blanches, comme le sous-hydrosulfate de strontiane; il se dissout beaucoup mieux à chaud qu'à froid; et se transforme en hydrosulfate neutre par l'addition d'une suffisante quantité de gaz acide hydrosulfurique. Il est sans usages. *Préparation.* (V. § 265.)

Fluate. On ne l'a pas encore trouvé dans la nature; il est à peine soluble dans l'eau, et sans usages. M. Davy le regarde comme formé de phtore et de baryum. *Préparation.* (*Voy.* § 269.)

Du lithium.

312. Sir H. Davy a séparé le lithium de la lithine; il est blanc. (*V.* Thomson, *Principes de la chimie*, t. 1er, p. 246, année 1825.)

Oxyde de lithium (lithine). Cet oxyde a été découvert en 1818, par M. Arfwedson, dans la pétalite d'Uto; il existe aussi dans le triphane et dans la *tourmaline verte*, dite *lépidolithe* cristallisée, dans les eaux de Carlsbad, d'Hofgeismar et de Pyrmont. Il est solide et doué d'une saveur caustique comme les autres alcalis fixes; il verdit fortement les couleurs bleues végétales. Il forme, avec le soufre, un sulfure de couleur jaune, décomposable par les acides, et se comportant avec les différents réactifs comme les autres sulfures alcalins. Il absorbe rapidement l'acide carbonique de l'air. Il attaque le platine lorsqu'on le fait rougir dans un creuset de ce métal. Il a plus d'affinité pour les acides que l'ammoniaque, par conséquent il dégage celle-ci de ses combinaisons salines. Il ne précipite point l'hydrochlorate de platine comme le fait la potasse.

Il se distingue de la potasse et de la soude, surtout par sa difficulté à se dissoudre dans l'eau, par la propriété de donner des sels déliquescents avec les acides nitrique et hydro-chlorique, et enfin par une plus grande capacité de saturation, suite nécessaire de la plus grande quantité d'oxygène qu'il contient, et par laquelle il paraît se rapprocher de la magnésie, qui jouit également de la propriété de former des sels déliquescents avec les acides nitrique et hydro-chlorique.

Composition et poids de l'atome. Le poids de l'atome de lithine étant 2,25, d'après l'analyse du sulfate, si on la suppose formée d'un atome de lithium et d'un atome d'oxygène, elle sera composée de 100 de lithium et de 80 d'oxygène.

M. Berzélius a fait connaître une méthode facile pour découvrir la lithine dans les minéraux par le *chalumeau*. On prend un morceau du minéral gros comme une tête d'épingle, ou une petite quantité de sa poudre; on le chauffe avec de la soude en excès, sur une feuille mince de platine, et on continue de le faire rougir une couple de minutes. La pierre se décompose, la soude chasse la lithine de ses combinaisons, et l'excès d'alcali étant liquide à cette température, se répand sur la feuille, et environne la masse décomposée. Autour de la masse alcaline fondue, le platine prend une couleur foncée, qui est d'autant plus obscure et forme une bande d'autant plus large que le minéral donne plus de lithine. L'oxydation du platine n'a pas lieu sous l'alcali, mais seulement autour de lui, où le métal est en contact avec l'air et le lithium à la fois. La potasse détruit la réaction du platine sur la lithine, si cette dernière n'est pas abondante. Le platine reprend son brillant métallique si, après avoir été très lavé avec de l'eau, on le fait rougir un moment. (*Ann. de Chim. et de Phys.*, janvier 1819.)

Extraction. On obtient la lithine en suivant les procé-

dés qui seront décrits à l'article *Analyse des pierres qui contiennent de la potasse.* (*Voy.* tome II.)

Sels de lithine.

Sous-carbonate. Il est très insoluble dans l'eau ; il a une saveur alcaline ; il se fond et coule même à un feu brun-rougeâtre ; il prend , par le refroidissement , l'aspect de l'émail ; il attaque fortement le platine.

Carbonate neutre. Il est un peu plus soluble dans l'eau que le précédent ; sa dissolution , évaporée lentement, fournit une croûte saline cristallisée qui décrépite avec violence au feu.

Borate. Il est soluble ; il se gonfle au feu en perdant son eau de cristallisation , puis se fond en un verre transparent , et se comporte d'ailleurs comme le borax ordinaire.

Sulfate. Il cristallise en masses irrégulières , d'un blanc éclatant ; il est inaltérable à l'air , et très difficile à fondre ; sa saveur est salée et non amère ; il est plus soluble dans l'eau que le sulfate de potasse.

Sur-sulfate. Il est indécomposable au feu : il est plus fusible et moins soluble dans l'eau que le précédent.

Nitrate. Il est extrêmement fusible au feu , et il devient coulant comme un liquide. Il a la saveur du nitrate de potasse. Il cristallise en rhomboïdes d'une saveur piquante et fortement déliquescents.

Hydrochlorate. Il ne cristallise point , mais il se dépose pendant l'évaporation en forme d'une croûte d'une texture irrégulière. Il est très fusible et très déliquescent.

Sulfate d'alumine et de lithine. Il cristallise par évaporation spontanée en petits grains qui sont des octaèdres ou des dodécaèdres. Il est très soluble dans l'eau ; sa saveur est celle de l'alun à base de potasse.

Du potassium.

313. Le potassium ne se trouve jamais pur dans la nature; on le rencontre combiné avec l'oxygène dans certains sels et dans quelques produits volcaniques. Il est solide, très ductile, plus mou que la cire; lorsqu'on le coupe, on voit que la section est lisse, et qu'il est doué d'un grand éclat métallique, qu'il perd par le contact de l'air; sa texture est cristalline; sa pesanteur spécifique est de 0,865 à la température de 15°.

Si l'on chauffe le potassium placé dans de l'huile de naphte, il fond à la température de 58°, th. centig.; si on le met dans une petite cloche de verre, et qu'on le chauffe jusqu'au rouge, il se volatilise et donne des vapeurs vertes.

Mis en contact avec le gaz *oxygène*, il s'en empare subitement, même à la température ordinaire; il devient d'abord bleuâtre, puis se transforme en protoxyde blanc; enfin, il finit par se changer en deutoxyde d'un jaune verdâtre (1) : cette oxydation s'observe principalement à la surface du métal. Si on élève sa température jusqu'à le faire fondre, l'absorption de l'oxygène est rapide, et se fait avec dégagement de calorique et de lumière; il en résulte du deutoxyde de potassium. L'air atmosphérique agit sur lui à chaud à peu près comme le gaz oxygène; mais avec moins d'énergie: il le fait passer à l'état de proto-carbonate à la température ordinaire.

Lorsqu'on élève un peu la température du potassium, et qu'on l'agite dans du gaz *hydrogène*, on obtient un hydrure de potassium solide, gris, sans apparence métal-

---

(1) On avait cru d'abord que le corps bleuâtre était un oxyde particulier, mais il paraît que c'est un mélange de potassium et de protoxyde.

lique, inflammable à l'air et au contact du gaz oxygène. Cet hydrure est sans usages. Suivant M. Sementini, on doit admettre deux autres composés d'hydrogène et de potassium; ils sont gazeux : le premier est le gaz *hydrogène perpotassié*, qui se produit lorsqu'on traite la potasse par le fer à une très haute température, c'est-à-dire lorsqu'on fait l'extraction du potassium. Ce gaz est incolore, plus pesant que le gaz hydrogène; il s'enflamme spontanément à l'air; il exhale une odeur de lessive, et se transforme en eau et en protoxyde de potassium; il perd cette propriété au bout d'une heure, parce qu'il laisse déposer un peu de potassium; l'eau le change en gaz hydrogène *proto-potassié*. Ce dernier gaz ne s'enflamme que par l'approche d'une bougie allumée; mais il fournit les mêmes produits que le précédent; d'où l'on voit qu'il y a beaucoup d'analogie entre la manière dont ces deux gaz et les gaz hydrogène per et protophosphoré se comportent l'un par rapport à l'autre, (*Voy.* § 182 et 187.)

Le *bore* et le *charbon* n'exercent aucune action sur le potassium. Le *phosphore*, chauffé avec ce métal dans des vaissseaux fermés, donne un phosphure caustique, terne, brun-maron, facile à réduire en poudre, et formé de 100 parties de potassium et de 30 de phosphore, si on le considère comme étant composé d'un atome de phosphore, qui pèse 1,5, et d'un atome de potassium, dont le poids est 5.

On peut aussi combiner directement le *soufre* et le potassium au moyen de la chaleur; cette combinaison se fait avec un grand dégagement de calorique et de lumière; le sulfure qui en résulte est solide, d'une couleur jaune ou rougeâtre, semblable au *foie de soufre* fait par la voie sèche; l'eau le fait passer à l'état d'hydrosulfate. (*Voy.* § 283.) On obtient encore ce sulfure en faisant chauffer le potassium avec du gaz acide hydro-sulfurique : le métal s'empare du soufre, et l'hydrogène est mis à nu. Il paroît formé

d'un atome de potassium, qui pèse 5, et d'un atome de soufre, dont le poids est 2, ou de 100 parties de potassium et de 40 de soufre.

L'*iode* s'unit au potassium avec dégagement de beaucoup de chaleur et de lumière; l'iodure qui en résulte a une apparence nacrée et cristalline : en le supposant formé d'un atome de potassium et d'un atome d'iode, qui pèse 15,5, on le trouvera composé de 100 parties de potassium et de 31 d'iode.

Lorsqu'on agite le potassium dans un flacon plein de chlore gazeux, celui-ci est absorbé et solidifié, d'où il résulte qu'il y a dégagement de calorique et de lumière. Il se forme du *chlorure de potassium*. Ce chlorure, appelé jusque dans ces derniers temps *muriate de potasse*, est solide, blanc, fusible, soluble dans trois parties d'eau froide et dans deux parties d'eau bouillante; ainsi dissous, il est à l'état d'hydro-chlorate, suivant quelques chimistes, et à l'état de chlorure, suivant d'autres. En le supposant formé d'un atome de chlore, qui pèse 4,5, et d'un atome de potassium, il sera composé de 100 de potassium et de 90 de chlore.

L'*azote* est sans action sur le potassium, en sorte que l'on peut très bien conserver ce métal si oxydable dnns ce gaz; cependant il existe une combinaison d'azote, d'ammoniaque et de potassium que l'on prépare par des moyens particuliers.

Si l'on introduit un peu d'*eau* dans une éprouvette pleine de mercure, renversée sur la cuve de ce métal, et qu'on y fasse entrer un petit fragment de potassium, la décomposition de l'eau aura lieu dans l'instant même où le métal sera en contact avec elle; le gaz hydrogène sera mis à nu, et le potassium, en s'emparant de l'oxygène, passera à l'état de protoxyde, susceptible de verdir le sirop de violettes : cette expérience aura lieu avec un léger dégagement de lumière, si la température de l'eau est à 70° th. cent.,

comme l'a prouvé M. Balcells, directeur du collége de pharmacie de Barcelonne. Si, au lieu de faire réagir ces deux corps sans le contact de l'air, on jette quelques fragments de potassium dans une terrine pleine d'eau, le métal tourne, s'agite en tous sens, court à la surface du liquide, le décompose, fait une petite explosion, et il se dégage une vive lumière; ce dernier phénomène ne dépend pas exclusivement, comme on l'avait cru avant les expériences de M. Balcells, de ce que la chaleur développée est assez forte pour enflammer le gaz hydrogène, puisqu'il a lieu à l'abri du contact de l'air; il tient à la fois à l'élévation de température produite par la combinaison de l'oxygène de l'eau avec le métal, et à ce que la combustibilité de l'hydrogène est augmentée par une petite quantité de potassium avec lequel il s'est combiné.

Les oxydes de *carbone*, de *phosphore* et d'*azote* sont décomposés, à une température élevée, par le potassium, qui s'empare de leur oxygène et passe à l'état d'oxyde.

Les *acides* solides et gazeux, parfaitement desséchés, formés par l'oxygène et par un corps simple, tels que les acides borique, phosphorique, sulfureux, etc., sont décomposés en totalité ou en partie, à une température élevée, par le potassium, qui leur enlève tout l'oxygène qu'ils renferment : il en résulte des produits variables : l'acide *borique*, par exemple, donne du bore et du sous-borate de protoxyde de potassium; avec l'acide carbonique on obtient du carbone et du protoxyde de potassium; l'acide *phosphorique* fournit du protoxyde de potassium phosphoré, si le potassium est en excès; dans le cas contraire, du phosphate de protoxyde de potassium et du phosphore; le gaz acide *sulfureux* transforme le potassium en protoxyde, et le soufre est mis à nu; le gaz acide *nitreux* donne du protoxyde de potassium et du gaz azote, etc. Si les acides formés par l'oxygène contiennent de l'eau, celle-ci est décomposée, même à la température ordinaire, et il se forme

du protoxyde de potassium hydraté (potasse), qui se combine avec l'acide non décomposé.

Les gaz acides *hydro-chlorique*, *hydriodique* et *hydro-sulfurique* sont décomposés à chaud par le potassium : l'hydrogène est mis à nu, tandis que le chlore, l'iode ou le soufre forment avec le métal un chlorure, un iodure ou un sulfure : ce dernier absorbe, à la vérité, une quantité variable d'acide hydro-sulfurique. Si l'on met peu à peu l'acide *hydro-phtorique* liquide sur du potassium, l'eau qu'il renferme est décomposeée, le gaz hydrogène se dégage, et il se forme de l'hydro-phtorate de protoxyde de potassium; la quantité d'hydrogène et de calorique dégagée est tellement grande et subite, qu'il y aurait une vive détonation si on employait beaucoup d'acide. Le potassium, à une température élevée, décompose le gaz *phtoro-borique* (fluo-borique), et il en résulte du bore et du phtorure de potassium. On ignore quelle est l'action de ce métal sur le gaz *hydrogène carboné*; il décompose à chaud le gaz *hydrogène phosphoré*, met l'hydrogène à nu, et forme avec le phosphore un phosphure de couleur de chocolat. En faisant fondre du potassium dans une petite cloche courbe de verre contenant du gaz *ammoniac*, on observe que celui-ci est en partie décomposé et en partie absorbé; l'hydrogène de la portion décomposée est mis à nu, tandis que l'azote s'unit au potassium : c'est cet azoture de potassium qui, en absorbant le gaz ammoniac non décomposé, forme un azoture ammoniacal de potassium d'une couleur verte.

On ne connaît pas l'action de ce métal sur le silicium, le magnésium, le calcium, le strontium ni le baryum. Il peut former des alliages avec plusieurs métaux, comme il sera dit plus bas. (*Voy.* les métaux en particulier et l'article *Tartrate de potasse.*) Il est employé pour analyser plusieurs corps oxydés, et pour préparer l'acide borique. Il a été découvert par M. Davy.

Poids de l'atome de potassium. Le terme moyen des

analyses du protoxyde de potassium faites jusqu'à ce jour, donne 100 parties de métal et 20 d'oxygène : si on suppose cet oxyde formé d'un atome de chacun de ces corps, l'atome d'oxygène pesant 1, celui de potassium pésera 5.

314. *Préparation*. On l'obtient en décomposant la potasse. 1° On peut se servir de la pile, comme nous l'avons dit § 233; pour cela on creuse une cavité dans un fragment de cet oxyde, on y met du mercure, et on ne tarde pas à le décomposer; l'oxygène de l'oxyde et de l'eau qu'il renferme se rend au fil vitré, tandis que le fil résineux attire l'hydrogène, qui se dégage à l'état de gaz, et le métal, qui se combine avec le mercure; on le sépare de cette combinaison, comme nous l'avons dit § 293. En décomposant ainsi la potasse, on ne peut se procurer qu'une petite quantité de métal. Il n'en est pas de même lorsqu'on suit le procédé de MM. Gay-Lussac et Thénard, que nous allons décrire, et qui consiste à décomposer cet oxyde hydraté par le fer à une température très élevée. 2° *Description de l'appareil* (pl. 12, fig. 67). *CO* est un canon de fusil très propre et sec, qui a été recourbé en *E* et en *O*, en faisant rougir successivement ces deux portions, et dont la partie *E O* est recouverte extérieurement d'une couche de lut préparé avec 5 parties de sable et une partie de terre à potier; la portion *O E* qui traverse le fourneau à réverbère est remplie de tournure de fer parfaitement décapée; *E C* est la partie du tube dans laquelle on met des fragments de potasse à l'alcool : *T* est un tube de verre que l'on fait plonger dans une éprouvette contenant du mercure; *AA* est un récipient en cuivre, communiquant d'une part avec l'extrémité *O* du canon, et de l'autre avec un tube de verre *X*. Le fourneau à réverbère doit être grand et disposé de manière à recevoir par le cendrier la tuyère d'un bon soufflet; les jointures de l'appareil et du fourneau doivent être parfaitement lutées et le lut desséché; alors on remplit le fourneau de charbon, et on fait rougir le tube, en

entourant la portion *E C* du canon de linges froids, pour que la potasse n'entre pas en fusion. Lorsque la portion *OE* du canon est incandescente, on fait fondre une portion de potasse au moyen de charbons rouges, supportés par une grille en fil de fer *P G* : on commence toujours par faire fondre la portion la plus voisine du fourneau. A peine cet oxyde est en contact avec le fer, qu'il commence à se décomposer, et comme il contient toujours de l'eau (*voy.* la note du § 315), il en résulte de l'oxyde de fer qui reste dans le canon, du potassium et du gaz hydrogène pur ou potassié ; le gaz se dégage par l'extrémité du tube *x;* le métal volatilisé va se condenser dans le récipient *A A.* Si le dégagement du gaz se ralentit, on fait fondre une nouvelle quantité de l'oxyde contenu dans la partie *E C*, et l'opération n'est terminée que lorsqu'il a été entièrement fondu. On laisse refroidir l'appareil ; on bouche les tubes *x* et *T ;* on retire le métal du cylindre *A* au moyen d'une tige de fer courbe, et on le conserve dans des flacons bouchés à l'émeri.

Si le gaz hydrogène, au lieu de se dégager par le tube *x*, sort par le tube *T*, on est certain que l'oxyde a traversé le fer sans se décomposer, et qu'il obstrue l'extrémité *O* du canon : dans ce cas, on doit chercher à faire fondre cet oxyde; et si l'on n'y parvient pas, on doit suspendre l'opération. S'il ne se dégage point de gaz, l'expérience est manquée; les luts n'ont pas résisté, le canon a été oxydé et percé. Quatre onces de potasse ne fournissent qu'une once de cet oxyde dans la partie du canon qui traverse le fourneau.

Smithson Tennant a proposé de remplacer cet appareil par un autre moins compliqué, à l'aide duquel on obtient le potassium au feu de forge ordinaire. (*Voy.* pl. 12, fig. 68.) On prend un canon de fusil *A*, d'un pied et demi de long, fermé par une de ses extrémités, et dont la partie la plus épaisse a été élargie à l'aide du marteau; on le re-

couvre extérieurement d'un lut semblable à celui dont nous avons parlé en décrivant l'appareil précédent : on y introduit le mélange de potasse et de copeaux de fer propre à fournir le potassium, et on le dispose, sous un certain degré d'inclinaison, dans un fourneau à réverbère *F*; dans la partie supérieure de ce canon, on insère un autre tube plus étroit *T*, de 7 à 8 pouces de long, percé d'un petit trou à sa partie inférieure, dans lequel doit se rendre le potassium en vapeur : ce tube ne doit pas être inséré en totalité dans le premier; il doit sortir d'environ un pouce, afin de pouvoir le retirer avec plus de facilité; on doit adapter à son extrémité supérieure un tube vide *V*, fixé avec de la cire, fermé avec du liége, et traversé par un tube de verre recourbé *R*, dans lequel on met un peu de mercure. La partie *C D* du canon de fusil, qui est hors du fourneau, doit être enveloppée de toile ou de papier brouillard humecté, afin de faciliter la condensation du métal. Les choses étant ainsi disposées, on chauffe fortement pendant une heure environ, et l'on obtient le potassium dans le tube *T*.

Des oxydes de potassium.

Ces oxydes sont au nombre de deux.

315. Le *protoxyde de potassium* (1). Ce protoxyde ne se trouve jamais pur dans la nature; on le rencontre toujours combiné avec des acides ou avec d'autres oxydes métalliques, comme dans certains produits volcaniques. Lorsqu'il a été convenablement purifié et fondu, il est solide, d'une belle couleur blanche, très caustique, et plus pesant

(1) Le protoxyde de potassium, dont nous allons faire l'histoire, est parfaitement sec, tandis que la potasse la plus pure et la mieux fondue contient toujours le cinquième de son poids d'eau; c'est ce qui lui a fait donner le nom d'*hydrate de protoxyde de potassium* (*potasse*).

que le potassium; il verdit fortement le sirop de violettes, et rougit la couleur de curcuma. Il fond un peu au-dessus de la chaleur rouge, et ne peut être décomposé à aucune *température*. On peut en séparer l'oxygène et le potassium à l'aide du fluide *électrique* de la pile, surtout si l'on ajoute un peu de mercure, qui tend à s'emparer du potassium. Le gaz *oxygène* le transforme en deutoxyde de potassium à une haute température. L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* n'exercent aucune action sur lui. Le *phosphore* et le *soufre* s'y unissent, et donnent des produits dont les propriétés sont analogues à celles du phosphure et du sulfure décrits à la page 396.

Si l'on fait passer de la vapeur d'*iode* ou du *chlore gazeux* parfaitement sec à travers ce protoxyde chauffé jusqu'au rouge obscur, il est décomposé, et l'on obtient du gaz oxygène et de l'iodure, ou du chlorure de potassium. Si l'on fait un mélange d'eau, d'*iode* et de ce protoxyde, l'eau se décompose, il se forme de l'acide iodique et de l'acide hydriodique, qui, en se combinant avec le protoxyde, donnent naissance à de l'iodate et à de l'hydriodate de potasse. L'eau saturée de protoxyde de potassium est également décomposée par le *chlore*; son hydrogène forme avec ce corps de l'acide hydro-chlorique, tandis que son oxygène donne naissance à de l'acide chlorique, et l'on obtient par conséquent du chlorate et de l'hydrochlorate de potasse. (*Voy.* § 285.) L'*azote* est sans action sur le protoxyde de *potassium*. L'*air* atmosphérique, à la température ordinaire, lui cède de l'eau et de l'acide carbonique, en sorte qu'il se forme du carbonate de protoxyde de potassium déliquescent; mais si la température est élevée, il passe à l'état de deutoxyde, qui ne tarde pas à être décomposé par l'acide carbonique, et il se produit encore le même sel. L'*eau* est absorbée par ce protoxyde avec dégagement de chaleur, et il en résulte de l'hydrate de protoxyde de potassium (potasse). Il n'a point d'usages

Composition. Le protoxyde de potassium paraît formé d'un atome de potassium, qui pèse 5, et d'un atome d'oxygène, dont le poids est 1 ou de 100 de métal et de 20 d'oxygène; par conséquent le poids de l'atome de protoxyde est de 6.

316. *Préparation.* On l'obtient en faisant agir le gaz oxygène desséché sur le métal, qui ne tarde pas à se transformer en protoxyde. On doit éviter d'employer l'air, qui contient toujours de l'acide carbonique.

317. *De la potasse* (hydrate de protoxyde de potassium): La potasse jouit des mêmes propriétés physiques que le protoxyde de potassium; elle fond au-dessous de la chaleur rouge. Soumise à l'action de la pile électrique, elle est décomposée. Chauffée à *l'air*, elle perd une portion de son eau, et passe à l'état de deutoxyde. A la température ordinaire, *l'air* atmosphérique lui cède de l'eau, de l'acide carbonique et la fait passer à l'état de sous-carbonate déliquescent. Le *charbon*, à une température rouge cerise, décompose l'eau qu'elle renferme, et donne du gaz hydrogène carboné et du gaz acide carbonique, qui s'unit au protoxyde de potassium; si la chaleur est rouge-blanc, la potasse est également décomposée, et l'on obtient du gaz hydrogène carboné, du gaz oxyde de carbone et du potassium. Si l'on chauffe du *phosphore* et de la potasse, l'eau que celle-ci renferme est décomposée, et il se forme de l'hydrogène phosphoré et de l'acide phosphoreux ou phosphorique qui s'unit avec l'alcali.

318. Le *soufre* se combine avec la potasse à la chaleur rouge-brun, et donne un produit connu sous le nom de *foie de soufre*, et que l'on doit considérer comme un mélange de sulfate de potasse et de sulfure de potassium, d'après M. Berzélius. (*Voy.* § 283.) Il est solide, d'une couleur brune, dur, fragile, et vitreux dans sa cassure; il est doué d'une saveur âcre, caustique et amère; il verdit le sirop de violettes: exposé à l'air, il en attire l'humidité, la décompose, devient jaune ou jaune-verdâtre, et passe

à l'état d'hydrosulfate, si le foie de soufre a été fortement chauffé, et d'hydrosulfate sulfuré, dans le cas contraire. Il est très soluble dans l'eau, et il éprouve subitement, de la part de ce liquide, la même altération que de la part de l'air; d'où il suit qu'il ne peut exister qu'à l'état solide. (*Voy.* § 283, pour les phénomènes de cette décomposition.)

Pour obtenir le foie de soufre, on chauffe ensemble dans un creuset parties égales de soufre pulvérisé et de sous-carbonate de potasse: on fait rougir le mélange pendant une heure environ, et on coule le produit sur une table de marbre; on l'enferme dans des flacons bien secs, et on le conserve à l'abri du contact de l'air : dans cette expérience, le soufre dégage l'acide carbonique du sous-carbonate. M. Vauquelin a prouvé qu'il fallait au moins une partie de soufre pour une de sous-carbonate de potasse. 2° On peut également obtenir le foie de soufre en décomposant dans un creuset le sulfate de potasse réduit en poudre et mêlé avec un sixième de son poids de charbon pulvérisé; on fait rougir pendant une ou deux heures le mélange passé au tamis : le charbon décompose l'acide sulfurique, s'empare de son oxygène, et le soufre mis à nu agit sur le sous-carbonate de potasse comme dans l'expérience précédente; mais ce produit contient un excès de charbon : on le fait dissoudre dans l'eau, et on filtre; la liqueur est un hydrosulfate simple ou sulfuré, suivant que le mélange a été plus ou moins chauffé. (*Voyez* § 283 et 284.)

Le foie de soufre doit être regardé comme un des médicaments les plus utiles : pris à petite dose, il augmente la chaleur générale et les sécrétions muqueuses, qui deviennent plus fluides; il produit souvent des nausées, des vomissements, etc. : à la dose de deux ou trois gros, il agit comme un des plus violents caustiques s'il n'est pas vomi; il irrite, enflamme, ulcère et perfore les tissus du

canal digestif : par conséquent son administration exige beaucoup de prudence. Il est employé avec le plus grand succès dans une foule de maladies cutanées, dartreuses, psoriques et autres, dans les scrofules, dans le croup, l'asthme et la coqueluche : la dose est de quatre, six ou huit grains, deux fois par jour. On l'administre rarement dissous dans l'eau, à cause de son odeur et de sa saveur désagréables. M. Chaussier a fait préparer un sirop qui peut être très avantageux : on dissout deux gros de ce sulfure dans huit onces d'eau distillée de fenouil; on filtre la dissolution, et on y ajoute quinze onces de sucre : une once de ce sirop contient six grains de sulfure. On peut aussi donner le sulfure de potassium dans du miel. On l'emploie souvent à l'extérieur : il fait la base du liniment sulfureux antipsorique de M. Jadelot; il sert à préparer les douches et les bains sulfureux; il suffit, pour cela, d'en faire dissoudre une partie sur mille parties d'eau. Navier l'avait proposé comme contre-poison des dissolutions d'arsenic, de plomb, de cuivre, de mercure, etc. ; nous avons prouvé que, non-seulement il ne s'opposait pas aux effets de ces poisons, mais qu'il était dangereux de l'administrer, à raison de ses propriétés caustiques. L'expérience nous démontre chaque jour que l'*hydrosulfate sulfuré de chaux*, obtenu en faisant bouillir parties égales de soufre et de chaux vive dans l'eau, peut remplacer à merveille celui de potasse dont nous venons de faire l'histoire, surtout pour les applications externes; son emploi devrait donc devenir plus général, puisqu'il est moins dispendieux. Le foie de soufre préparé avec le souscarbonate de soude agit sur l'économie animale comme celui de potasse, et peut être employé dans les mêmes circonstances et aux mêmes doses : c'est avec lui que l'on prépare les *eaux artificielles de Baréges* pour les bains.

L'*iode* s'unit très bien à la potasse pure et sèche, d'après M. Grouvelle : à une température rouge, il la décom-

pose et en dégage l'oxygène à l'état de gaz. L'action du *chlore* sur la potasse a été exposée au § 285.

La potasse absorbe l'eau avec dégagement de calorique et s'y dissout en très grande quantité; la dissolution est incolore, caustique, et très difficile à faire cristalliser; elle s'empare subitement du gaz acide carbonique de l'atmosphère, et se transforme en sous-carbonate *déliquescent*. Les acides peuvent se combiner avec elle, et former des sels de potasse, que nous examinerons après avoir fait l'histoire du deutoxyde.

Lorsqu'on chauffe dans un creuset trois parties de potasse et une partie de silice divisée (sable fin), l'eau de la potasse se dégage, et l'on obtient une masse très fusible, vitrifiable, déliquescente, et par conséquent très soluble dans l'eau : cette dissolution de *potasse silicée* portait autrefois le nom de *liqueur de cailloux*. Étendue d'une certaine quantité d'eau, et abandonnée à elle-même dans un vase fermé par une simple feuille de papier, elle est susceptible de produire à sa surface et au bout de quelques années une croûte transparente qui renferme de la silice cristallisée en pyramides tétraèdres groupées, parfaitement transparentes, et assez dures pour faire feu avec le briquet. (Seigling.)

Si, au lieu de 3 parties de potasse et une de *silice*, on fait chauffer un mélange d'une partie de potasse et de 3 parties de silice, on obtient une masse fusible, transparente, insoluble dans l'eau, inattaquable par l'air, et qui fait la base du *verre* (*voyez* § 321).

L'*alumine* se dissout à merveille dans la dissolution de potasse; ce *solutum*, mêlé et agité avec celui de potasse silicée, ne tarde pas à donner une gelée consistante, composée de silice et d'alumine; si on la fait sécher et calciner à une très forte chaleur, on obtient une espèce d'émail. La porcelaine, la poterie, les briques, les tuiles, etc., sont principalement formées par des composés de ce genre,

dans des proportions variables. On peut également combiner l'*alumine* et la potasse solides, en les faisant chauffer dans un creuset.

En ajoutant de l'eau de chaux, de l'eau de baryte, ou de l'eau de strontiane au mélange de potasse silicée et de potasse aluminée, on obtient des précipités composés de silice, d'alumine et de chaux, ou de baryte, ou de strontiane.

La *glucyne* se dissout très bien dans la potasse; il n'en est pas de même de la zircone, de l'yttria, de la magnésie, de la chaux, de la strontiane et de la baryte.

La potasse pure est souvent employée dans les laboratoires comme réactif. Son action caustique est tellement forte, qu'on ne l'emploie jamais en médecine : celle dont on se sert pour ouvrir les cautères, et qui, par cela même, porte le nom de *pierre à cautère*, contient : 1° potasse, 2° sous-carbonate, sulfate et hydrochlorate de potasse; 3° silice; 4° oxydes de fer et de manganèse.

Composition. En supposant la potasse formée d'un atome de protoxyde de potassium, qui pèse 6, et d'un atome d'eau dont le poids est 1,125, elle sera composée de 100 parties de protoxyde et de 18,75 d'eau : ce résultat ne diffère pas beaucoup de celui auquel est parvenu M. Davy en décomposant la potasse au moyen de l'acide borique : il l'a trouvée formée de 100 parties de protoxyde et de 21,21 d'eau.

319 *Préparation*. On prépare la *potasse* en projetant dans une bassine de fonte presque rouge un mélange pulvérulent fait avec une partie de nitrate de potasse et deux parties de tartre (tartrate acidule de potasse); ces deux sels se décomposent avec dégagement de calorique et de lumière, et il y a formation d'eau, d'acide carbonique, de gaz azote, etc.; le résidu blanc est du *sous-carbonate de potasse*, contenant peut-être un peu de tartrate ou de nitrate de potasse. Dans cette expérience, l'oxygène de

l'acide nitrique se combine avec l'hydrogène et le carbone de l'acide tartarique, et la potasse des deux sels s'unit à l'acide carbonique provenant de l'action de l'oxygène sur le carbone. (Voy. *Tartrate acide de potasse*, tome II.) On fait bouillir ce sous-carbonate de potasse avec un poids de chaux vive égal au sien, et 12 ou 15 parties d'eau; il se forme du sous-carbonate de chaux insoluble, et la potasse reste en dissolution; on passe à travers une toile, et on fait bouillir le précipité qui reste sur la toile, avec une nouvelle quantité d'eau, afin de dissoudre toute la potasse. Dans cet état, la liqueur ne doit pas ou presque pas précipiter par l'eau de chaux; si elle précipite, on doit la faire bouillir de nouveau avec de la chaux, pour en séparer tout l'acide carboniqne; alors on la fait évaporer à grand feu jusqu'en consistance de sirop; on la laisse refroidir jusqu'à ce qu'elle soit à 50° ou 60°, et on l'agite avec trois ou quatre fois son poids d'alcool à 33°, qui ne dissout que la potasse pure. On enferme cette dissolution dans des flacons, où elle reste pendant quelques jours, afin de laisser déposer les matières insolubles qu'elle peut tenir en suspension. Ces opérations doivent être faites avec promptitude, pour que la potasse n'absorbe pas l'acide carbonique de l'air. On décante, au moyen d'un siphon rempli d'esprit-de-vin, l'alcool potassé, et on le fait chauffer dans une cornue de verre, à laquelle on adapte un récipient tubulé que l'on a soin de refroidir; l'alcool se volatilise, vient se condenser dans le récipient, et la liqueur se concentre; lorsqu'elle est réduite à peu près au quart de son volume primitif, on la fait évaporer à grand feu dans une bassine d'argent pour la dessécher, la fondre et la couler dans une autre bassine du même métal ou de cuivre, bien sèche; on la concasse, et on la renferme sur-le-champ dans des flacons bouchés à l'émeri.

Si, comme on le fait habituellement, on se sert de potasse du commerce, composée de sous-carbonate de po-

tasse, de sulfate, d'hydrochlorate de potasse, de silice, d'oxydes de fer et de manganèse, et quelquefois d'un peu de sous-carbonate de soude, on doit la soumettre aux mêmes opérations; on la fait dissoudre dans l'eau, et on la traite par la chaux, qui ne lui enlève que l'acide carbonique; en sorte que le liquide provenant de ce traitement est formé de potasse et des autres produits que nous venons de nommer. Ce liquide fournit, par l'évaporation, la *pierre à cautère*, dont on extrait la potasse pure au moyen de l'alcool. A la vérité, cette potasse contiendrait de la soude si le sous-carbonate du commerce renfermait du sous-carbonate de cette base.

320. *Du deutoxyde de potassium*. Il est constamment le produit de l'art; sa couleur est jaune-verdâtre; il est caustique et verdit le sirop de violettes; tous les corps simples non métalliques, excepté l'azote, le décomposent à une température élevée, se combinent avec une portion de son oxygène, et le ramènent à l'état de protoxyde. L'eau, même à la température ordinaire, lui fait perdre une portion de son oxygène, et se combine avec le protoxyde résultant, avec lequel elle a beaucoup d'affinité, comme nous l'avons déjà dit. Ces caractères suffisent pour distinguer ce corps de tous les autres. Il est sans usages.

Composition. Il est formé d'un atome de potassium, qui pèse 5, et de 3 atomes d'oxygène, dont le poids est de 3, ou de 100 parties de potassium et de 60 d'oxygène.

Préparation. On fait chauffer le métal avec un excès de gaz oxygène pur, dans une cloche courbe et sur le mercure.

Du verre.

321. On prépare ordinairement le verre en chauffant fortement du sable blanc ou coloré avec des matières alcalines; en sorte que l'on doit regarder ce produit comme un

composé de silice et d'un ou de deux alcalis; il entre aussi quelquefois dans sa composition du protoxyde de plomb, de l'oxyde de manganèse, etc. On trouvera des détails sur les opérations mécaniques qui constituent l'art de la verrerie dans le *Traité de M. Loisel;* nous nous bornerons ici à indiquer, d'après cet auteur, les proportions des matériaux propres à fournir les principales variétés de verre.

Glaces de Saint-Gobin. Sable blanc, 100 parties; chaux éteinte à l'air, 12 parties; sel de soude calciné contenant beaucoup de sous-carbonate de soude, 45 à 48 parties; calcin, ou rognures de verre de la même qualité que les glaces, 100 parties: on ajoute quelquefois 0,25 de tritoxyde de manganèse pour enlever au verre la couleur jaune qu'il peut avoir.

Glaces communes. Sable, 100 parties; soude brute pulvérisée, 100 parties; rognures ou calcin, 100 parties; tritoxyde de manganèse, 0,5 à 1.

Verre à bouteilles. Sable, 100 parties; soude brute de vareck, 200 parties; cendres neuves, 50 parties; cassons de bouteilles, 100 parties.

Verre de cristal ou *flint-glass.* Sable blanc, 100 parties; minium (deutoxyde de plomb), 80 à 85 parties: potasse du commerce calcinée et un peu aérée, 35 à 40 parties; nitre de première cuite, 2 à 3 parties; tritoxyde de manganèse, 0,06. On ajoute quelquefois, acide arsenieux, 0,05 à 0,1; ou bien la même quantité de sulfure d'antimoine.

Verres colorés. L'art d'obtenir les verres colorés consiste à mêler avec les matières qui constituent le verre ordinaire une très petite quantité d'un oxyde métallique coloré: ainsi les oxydes de cobalt colorent en bleu, le tritoxyde de manganèse en violet, le pourpre de Cassius uni au tritoxyde de manganèse, en rouge; l'oxyde de chrôme en vert: on obtient aussi une nuance verte avec un mélange d'oxyde de cobalt et de chlorure d'argent ou de verre d'an-

timoine, ou bien encore avec un mélange d'oxyde de fer et d'oxyde de cuivre, etc.

322. On peut graver sur le verre par le procédé suivant : on met dans un petit vase de plomb le mélange propre à dégager l'acide hydro-phtorique (fluate de chaux et acide sulfurique); d'une autre part, on applique sur la lame de verre sur laquelle on veut graver une couche de mastic composé de 3 parties de cire et d'une partie de térébenthine. Aussitôt que cette couche est refroidie, on trace avec un burin le dessin que l'on se propose d'obtenir : pour cela, on enlève une portion de mastic, afin de mettre à nu les parties du verre qui doivent donner ce dessin; alors on recouvre avec la lame de verre le vase de plomb d'où se dégagent les vapeurs d'acide hydro-phtorique; celui-ci n'attaque que les portions de verre découvertes; il les dépolit et les décompose; on fait fondre le mastic pour le détacher, et l'on achève les traits du dessin avec le burin.

Théorie. Si l'on considère l'acide fluorique comme un corps indécomposé, on dira qu'il s'empare de la silice du verre, la dissout et forme un composé d'acide et de silice; mais si on regarde cet acide comme composé d'hydrogène et de phtore, on sera obligé d'admettre que son hydrogène se combine avec l'oxygène de la silice pour former de l'eau, tandis que le phtore, s'unissant au silicium, donne naissance à de l'acide phtoro-silicique. (*Voyez* § 190.)

Des sels de potasse.

323. Les sels de potasse sont constamment formés par le protoxyde de potassium : le deutoxyde ne peut se combiner avec les acides sans perdre de l'oxygène. Ils sont tous solubles dans l'eau; ils ne sont pas précipités par les sous-carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque; ils ne dégagent point d'ammoniaque lorsqu'on les triture avec un des oxydes de la deuxième classe; ils sont tous précipités

en jaune serin par la dissolution d'hydrochlorate de platine : le précipité, composé d'acide hydro-chlorique, de potasse et de platine, ne se formerait pourtant pas si les dissolutions étaient très étendues ; agités avec une dissolution concentrée de sulfate d'alumine, les sels de potasse dissous se troublent et se transforment en alun (sulfate acide d'alumine et de potasse) qui se précipite sous la forme de petits cristaux. Les sels de potasse jouissent d'ailleurs, comme tous les autres sels de cette classe, des propriétés indiquées § 288.

Sous-borate. Ce sel n'a pas encore été trouvé dans la nature ; on l'a à peine étudié ; on sait qu'il est soluble dans l'eau et sans usages. *Préparation.* Premier procédé § 228.

Sous-carbonate. Il est très répandu dans la nature ; il entre dans la composition des cendres de presque tous les végétaux, particulièrement de ceux qui sont ligneux, soit qu'il existe tout formé dans les plantes, soit qu'il se produise pendant leur incinération ; il fait la base des diverses espèces de potasse du commerce, connues sous les noms de *potasse de Russie*, *d'Amériqne*, *de Trèves*, *de Dantzick*, *des Vosges* ; enfin de *potasse perlasse.* Il est solide, d'une couleur blanche ; sa saveur est âcre et caustique ; il verdit le sirop de violettes ; il est très soluble dans l'eau, il est même déliquescent ; il décompose le sulfate de magnésie, et en précipite du sous-carbonate de magnésie blanc. On avait pensé qu'il était incristallisable jusqu'à l'époque où M. Fabroni a annoncé qu'il avait retiré de la potasse du commerce, du sous-carbonate de potasse en *lames rhomboïdales.* (*Voyez* le procédé dans le *Journ. de Phar.*, t. 10, p. 450.). Il est susceptible d'absorber une assez grande quantité de gaz acide carbonique, qui sature la potasse et lui fait perdre presque toute sa causticité ; il est fusible un peu au-dessus de la chaleur rouge, et ne se décompose pas à une température élevée ; il est employé dans les

laboratoires. La potasse du commerce, dont il fait la majeure partie, a des usages nombreux: on s'en sert dans la fabrication du verre, du savon mou, de l'alun, du salpêtre, du bleu de Prusse, enfin dans l'opération de la lessive. Le sous-carbonate de potasse est regardé par les médecins comme apéritif, diurétique et fondant; il est utile dans les fièvres quartes avec engorgement des viscères du bas-ventre, dans l'hydropisie passive atonique, principalement quand le malade urine peu; dans les engorgements de la rate, du foie, dans ceux des mamelles, surtout lorsqu'ils sont anciens; dans les scrofules, le carreau; dans la goutte et les rhumatismes anciens, etc. On l'administre aux adultes depuis 18, 20 grains, jusqu'à un gros, un gros et demi, dans dn vin blanc ou dans d'autres boissons apéritives; 8, 10, 12 gouttes suffisent quand on veut le donner en potion, surtout aux enfants. Pris en dissolution concentrée, il est vénéneux, même à petite dose, propriété qu'il doit à l'excès de potasse qu'il renferme. *Préparation.* Dans les laboratoires, on prépare ce sel au moyen du nitre et du tartre (*voyez* pag. 408): alors il est pur. On l'obtient en grand par un autre procédé: on fait brûler les bois jusqu'à ce qu'ils soient réduits en cendres; on traite celles-ci par l'eau bouillante, qui dissout le sous-carbonate, le sulfate et l'hydrochlorate de potasse, une certaine quantité de silice, d'oxyde de fer et d'oxyde de manganèse; on évapore la liqueur jusqu'à siccité, et on chauffe la masse jusqu'au rouge pour détruire quelques matières charbonneuses avec lesquelles elle pourrait être mêlée: on donne au produit le nom de *potasse du commerce.*

Carbonate. Ce sel n'existe pas dans la nature; il est sous la forme de prismes tétraèdres rhomboïdaux, incolores, terminés par des sommets dièdres. Sa saveur est faible: il verdit légèrement le sirop de violettes; il n'exige que 4 parties d'eau à 15° pour se dissoudre; il est inaltérable à l'air; chauffé à l'état solide, il perd une portion d'acide

carbonique; il en perd aussi, mais moins, lorsqu'on chauffe sa dissolution. Il dissout à merveille le sous-carbonate de magnésie, ce qui explique pourquoi il ne précipite pas à froid les dissolutions de magnésie. (*V.* § 291.) Il est employé comme réactif. On s'en sert rarement en médecine, et cependant il devrait être préféré au précédent, 1° parce qu'il jouit des mêmes propriétés médicales à un plus haut degré; 2° parce qu'étant presque saturé d'acide carbonique, il n'agit point comme caustique. Il a été administré avec succès, ainsi que le précédent, pour prévenir la formation des calculs vésicaux, et même pour dissoudre le gravier. Il est purgatif à la dose de quelques gros. *Préparation.* On l'obtient en faisant passer du gaz acide carbonique à travers une dissolution concentrée de sous-carbonate de potasse. On se sert d'un appareil analogue à celui qui a déjà été décrit. (*Voy.* pl. 9, fig. 57.) On dégage le gaz dans le ballon qui contient des fragments de marbre (carbonate de chaux), et dans lequel on verse peu à peu de l'acide hydro-chlorique affaibli; l'opération dure plusieurs jours, et elle n'est terminée que lorsqu'il se forme des cristaux dans la dissolution du sous-carbonate. Si l'on veut préparer ce sel en même temps que le carbonate de soude et d'ammoniaque, on doit mettre la dissolution de sous-carbonate d'ammoniaque dans le dernier flacon, parce qu'une portion de ce sel est entraînée par le gaz.

Phosphate neutre. On le trouve dans les graines céréales; sa saveur est salée, un peu douceâtre; il est très soluble dans l'eau, déliquescent et difficile à faire cristalliser; chauffé jusqu'au rouge, il éprouve d'abord la fusion aqueuse, puis la fusion ignée. Calciné dans un creuset de platine avec de la potasse pure, il se transforme en *sous-phosphate* pulvérulent, insipide, insoluble dans l'eau froide, soluble dans l'eau bouillante. Il n'est pas employé. *Préparation.* On verse dans une dissolution de phosphate acide

de chaux un excès de *solutum* de sous-carbonate de potasse : il y a effervescence, dégagement de gaz acide carbonique, formation de phosphate de potasse soluble, et précipitation de *sous-phosphate de chaux*. On filtre la liqueur pour la faire évaporer et cristalliser. Si les eaux mères sont acides, on les sature par le sous-carbonate de potasse; si elles sont avec excès de potasse, on y verse du phosphate acide de chaux, on filtre, et on recommence l'évaporation.

Phosphate acide. Ce sel, découvert par M. Vitalis, est constamment le produit de l'art. Il cristallise en prismes à quatre pans égaux, incolores, terminés par des pyramides à quatre faces, correspondantes aux pans du prisme. Il a une saveur très acide et rougit fortement le tournesol; il est inaltérable à l'air; chauffé dans un creuset, il se fond en un verre clair qui cristallise et qui devient opaque par le refroidissement : alors il ne se dissout plus aussi facilement dans l'eau. La potasse le transforme en phosphate incristallisable. Il est sans usages. *Préparation*. (*V*. § 228, premier procédé.)

Phosphite. Il est constamment le produit de l'art, très soluble dans l'eau, très déliquescent, incristallisable; mais il est insoluble dans l'alcool. Il est sans usages (Dulong). *Préparation*. (*V*. § 240.)

Hypophosphite. Ce sel ne se trouve pas dans la nature; il est très soluble dans l'eau et dans l'alcool très rectifié; il est beaucoup plus déliquescent que le chlorure de calcium (muriate de chaux). Il est sans usages, (Dulong.) *Préparation*. (*V*. § 238.)

Sulfate (*sel de duobus*, sel polychreste de Glazer, *arcanum duplicatum*, potasse vitriolée, etc.). On le trouve dans les cendres des végétaux ligneux, dans les mines d'alun de la Tolfa et de Piombino, dans certaines eaux minérales et dans quelques fluides animaux. Il est sous la forme de cristaux blancs, qui sont des prismes courts à six

ou à quatre pans, surmontés de pyramides à six ou quatre faces; sa saveur est légèrement amère. Le charbon le transforme en sulfure de potassium. (*Voy.* § 241 et 283.) Il est inaltérable à l'air; il fond au-dessus du rouge cerise après avoir décrépité. 16 parties d'eau à 15° dissolvent une partie de ce sel, tandis qu'il n'en faut que 5 d'eau bouillante. Combiné avec le sulfate acide d'alumine, il forme de l'alun: il sert encore dans la fabrication du salpêtre, pour transformer le nitrate de chaux en nitrate de potasse. Il est composé d'un atome d'acide (5) et d'un atome de base (6). On l'emploie en médecine, à la dose de deux ou trois gros dissous dans une tisane acidulée, comme purgatif, principalement dans certaines affections que plusieurs praticiens regardent comme des métastases laiteuses; on le donne aussi quelquefois en lavement, à la dose de six gros ou une once. Il fait partie de la poudre tempérante de Stahl. *Préparation.* On l'obtient par le deuxième procédé (§ 228), ou bien en chauffant jusqu'au rouge le sulfate acide de potasse, qui provient de la décomposition du nitre par l'acide sulfurique. (*V.* § 166.)

Sulfate acide. (sur-sulfate). Ce sel est le produit de l'art; il a une saveur aigre, piquante; il rougit fortement les couleurs bleues végétales. Il cristallise en aiguilles fines et brillantes; chauffé, il entre en fusion, perd une portion d'acide sulfurique, et repasse à l'état de sulfate neutre; il est soluble dans 2 parties d'eau froide. Il est sans usages. *Préparation.* (*V.* § 166.)

Hyposulfate. Il cristallise en prismes cylindroïdes, terminés par un plan perpendiculaire à leur longueur.

Sulfite (sel sulfureux de Stahl). On ne le trouve pas dans la nature; il est sous la forme de petites aiguilles ou lames rhomboïdales, transparentes, blanches, d'une saveur vive, piquante et comme sulfureuse; il s'effleurit à l'air et se transforme rapidement en sulfate, surtout s'il a été préalablement dissous dans l'eau; il n'exige que son

poids de ce liquide à la température ordinaire pour se dissoudre. Exposé au feu, il décrépite et perd une portion d'acide sulfureux. Il a été employé pour blanchir la soie et la laine, dont il détruit la couleur jaune; il a l'avantage de ne pas répandre de mauvaise odeur et de ne pas attaquer ces substances. On ne s'en sert plus en médecine. *Préparation.* (*V.* § 245.)

Hyposulfite. Il est très soluble et déliquescent; il cristallise en aiguilles déliées.

Iodate. On ne le trouve pas dans la nature. Il n'a été obtenu qu'en petits cristaux grenus qui se groupent à peu près sous la forme de cubes. Il fuse sur les charbons comme le nitre; chauffé un peu fortement, il se décompose, donne du gaz oxygène, et se transforme en iodure de potassium. Il est inaltérable à l'air. Cent parties d'eau à 14° en dissolvent 7,43. Lorsqu'il est mélangé avec du soufre, il détone, mais faiblement, par la percussion. La potasse le transforme en sous-iodate cristallisable (Gay-Lussac). Il est sans usages. *Préparation.* (*V.* § 250.)

Chlorate (muriate sur-oxygéné). Ce sel est constamment le produit de l'art; il est sous la forme de lames rhomboïdales, fragiles, brillantes, d'une belle couleur blanche; sa saveur est fraîche, piquante et un peu acerbe. Soumis à l'action du feu, dans une cornue de verre à laquelle on adapte un tube recourbé pour recueillir les gaz, il entre en fusion, bout, laisse dégager une très grande quantité de gaz oxygène, et il ne reste dans la cornue que du *chlorure de potassium;* d'où il suit que l'oxygène obtenu provient à la fois de l'acide chlorique et de la potasse: cent parties de ce sel fournissent 38,88 de ce gaz. Il est inaltérable à l'air, à moins que celui-ci ne soit très humide: dans ce cas, il s'humecte un peu et jaunit. Mis sur les charbons rouges, il en active la flamme en leur cédant de l'oxygène. Dix-huit parties d'eau à 15° dissolvent une partie de ce sel, tandis qu'il n'en faut que deux et demie

d'eau bouillante. On l'emploie, 1° pour obtenir le gaz oxygène et les briquets oxygénés, qui ne sont que des allumettes soufrées avec une pâte préparée avec parties égales de ce sel et de soufre, et une dissolution de gomme; il suffit de plonger l'extrémité de ces allumettes dans de l'acide sulfurique concentré pour qu'elles prennent feu ; 2° pour composer une poudre fulminante dont on fait usage, comme amorce, dans les armes à feu auxquelles on a ajouté de nouvelles platines : cette poudre se compose de 100 parties de chlorate de potasse, de 55 de nitre (nitrate de potasse), de 33 de soufre, de 17 de bois de bourdaine râpé et passé au tamis de soie, et de 19 de lycopode : il serait dangereux de substituer le chlorate de potasse au nitre pour préparer la poudre ordinaire, parce que le moindre choc ou le moindre frottement en déterminerait l'inflammation avec une vive explosion ; 3° enfin, pour obtenir le gaz protoxyde et deutoxyde de chlore. On l'a proposé comme anti syphilitique ; mais il est aujourd'hui généralement abandonné. *Préparation.* (*V.* § 253.)

324. *Nitrate* (*nitre*, *salpêtre*). On trouve ce sel dans la nature : quoique peu abondant, il est disséminé çà et là, ce qui fait qu'on le rencontre souvent; il existe dans différentes parties de l'Espagne, de l'Amérique, et principalement de l'Inde, à la surface des murs humides et dans les lieux bas, obscurs et exposés aux émanations des animaux, tels que le sol des écuries, les bergeries, etc. Suivant l'abbé Fortis, il se trouve dans la pierre calcaire des grottes del Pulo de Molfeta. Il entre dans la composition de plusieurs plantes appelées *nitreuses* : telles sont la bourrache, la buglose, la ciguë, la pariétaire, etc.

Le nitrate de potasse purifié est blanc, inodore; sa saveur fraîche, piquante, finit par laisser un arrière-goût amer. Il cristallise en prismes à six pans terminés tantôt par des sommets dièdres, tantôt par des pyramides hexaèdres, ou en octaèdres cunéiformes; ces cristaux, demi-

transparents, offrent souvent des cannelures. Il est inaltérable à l'air. Lorsqu'on le chauffe, il entre en fusion bien avant de rougir; si la température à laquelle il est soumis est plus élevée, il se transforme d'abord en hyponitrite, en perdant du gaz oxygène, puis se décompose complétement, et donne du gaz oxygène, du gaz azote et de la potasse. Si après l'avoir fondu dans un creuset, on y ajoute par petites parties $\frac{1}{128}$ de son poids de soufre sublimé, et qu'on le coule, on obtiendra le *cristal minéral* ou le *sel de prunelle*, qui n'est autre chose que du nitrate de potasse, mêlé d'une petite quantité de sulfate de potasse; ce dernier sel a été formé aux dépens du soufre, de l'oxygène, d'une portion d'acide nitrique et d'une certaine quantité de potasse. Cinq parties d'eau à 15° dissolvent une partie de ce sel, tandis qu'une partie d'eau bouillante peut en dissoudre 4 parties. Il active singulièrement la flamme de divers corps avides d'oxygène, comme nous l'avons dit en parlant des nitrates. Il est formé d'un atome d'acide (6,75) et d'un atome de base (6).

Usages. On se sert du nitre pour obtenir les acides nitrique et sulfurique, et plusieurs préparations antimoniales employées en médecine, telles que l'antimoine diaphorétique, le fondant de Rotrou, etc.; pour préparer le flux blanc et le flux noir (mélange de nitre et de tartre); on l'emploie encore dans l'analyse de quelques mines; enfin il sert à faire la poudre. Il est regardé par les médecins, lorsqu'il est étendu de beaucoup d'eau, comme un très bon rafraîchissant et diurétique : on l'emploie avec succès dans les fièvres ardentes, dans les fièvres intermittentes, principalement dans les vernales, dans certains cas d'ictère, dans la dernière période des inflammations aiguës et intenses des voies urinaires, dans les commencements des gonorrhées bénignes, etc. On le fait prendre ordinairement depuis 6, 10, 15, 20, 30 grains, jusqu'à un gros, dans une pinte de petit-lait, de chicorée, d'oseille, etc.;

quelquefois aussi, dans les fièvres aiguës, on donne quatre ou cinq fois par jour un bol composé de deux grains de nitre et de quatre grains de camphre. Le cristal minéral est quelquefois substitué au nitre dans ces sortes de prescriptions. Nous pensons qu'il est imprudent d'administrer le nitre à la dose de plusieurs gros à la fois, *dissous dans peu de véhicule;* des expériences faites sur les animaux et plusieurs observations cliniques ont mis hors de doute les propriétés vénéneuses de ce sel; il produit alors des évacuations par haut et par bas; il agit puissamment sur le système nerveux en déterminant la paralysie, des convulsions, et l'inflammation des tissus du canal digestif. (*V.* nos *Leçons de médecine légale.*)

325. *Préparation.* Les opérations que l'on pratique pour extraire le nitre varient suivant la nature du terrain qui le fournit; si le sel se trouve en très grande quantité, on traite la terre par l'eau, et on fait évaporer la dissolution saline pour obtenir des cristaux de nitre : ce procédé est mis en usage dans l'Inde. Si, comme il arrive plus ordinairement, le terrain renferme peu de nitrate de potasse et beaucoup de nitrate de chaux et de magnésie, on transforme ces deux sels en nitrate de potasse, afin de s'en procurer une plus grande quantité.

On donne le nom de *plâtras* à des substances pierreuses provenantes de la démolition des vieux bâtiments, et douées d'une saveur fraîche, âcre et piquante : c'est dans ces plâtras que l'on trouve les nitrates de potasse, de chaux et de magnésie dont nous venons de parler; ils renferment en outre des hydrochlorates de chaux, de magnésie et de soude. Les plus riches en nitrates, sont ceux que l'on trouve à la partie inférieure des bâtiments : ils n'en contiennent guère que cinq pour cent de leur poids. Les analyses qui ont été faites prouvent que les sels qu'ils renferment, sont dans le rapport suivant :

	Parties
Nitrate de potasse	10
Nitrates de chaux et de magnésie	70
Hydrochlorates de chaux et de magnésie	5
Hydrochlorate de soude	15
	100

Lixiviation. On dispose, à côté les uns des autres et sur trois rangs, trente-six tonneaux, percés, près de leur partie inférieure et latérale, d'un trou d'un demi-pouce de diamètre, que l'on peut fermer à volonté au moyen d'un robinet ou d'une cheville; on introduit dans chacun de ces tonneaux un seau de plâtras en petits fragments, que l'on a soin de maintenir, à l'aide d'une douve, à une certaine distance du trou, qui serait obstrué sans cette précaution; on met par-dessus un boisseau de cendres (1), et on achève de les remplir avec de la poudre de plâtras passée à travers une claie. On verse de l'eau dans les tonneaux de la première bande ou du premier rang; on la laisse pendant quelques heures; puis on la fait écouler en ouvrant le robinet : cette eau contient une certaine quantité de sels en dissolution, et porte le nom d'*eau de cuite*, on la met à part. Il est évident que le plâtras n'est pas complétement épuisé par cette première lixiviation : on le traite de la même manière par une nouvelle quantité d'eau, qui dissout encore des sels, mais en moindre quantité; on laisse écouler le liquide, et on remet de l'eau sur le résidu pour l'épuiser complétement. Ces deux dernières eaux de lavage, moins chargées que l'*eau de cuite*, sont ensuite versées successivement sur la seconde bande de tonneaux, où elles se sa-

(1) Nous avons déjà dit que les cendres contiennent du sous-carbonate, du sulfate et de l'hydrochlorate de potasse solubles.

turent; on agit sur cette bande comme sur la première, et l'on en fait autant sur la troisième; en sorte, qu'au bout d'un certain temps, le plâtras contenu dans les divers tonneaux se trouve privé des sels solubles, et l'on a obtenu une très grande quantité d'*eau de cuite* : cette eau marque plus de 5° à l'aréomètre de Baumé.

Evaporation. On fait évaporer les eaux de cuite dans une chaudière de cuivre, jusqu'à ce qu'elles marquent 25 degrés à l'aréomètre de Baumé; pendant l'évaporation, il se forme des écumes que l'on sépare, et un dépôt boueux qui se ramasse dans un chaudron placé au fond de la chaudière, et que l'on peut enlever de temps en temps au moyen d'une corde.

Décomposition. On verse dans la liqueur évaporée du sulfate de potasse, qui transforme le nitrate et l'hydrochlorate de chaux en *nitrate* et en hydrochlorate de potasse solubles, et en sulfate de chaux presque insoluble; on y ajoute un excès de dissolution concentrée de potasse du commerce, qui précipite la magnésie du nitrate et de l'hydrochlorate, ainsi que les dernières portions de chaux, si la totalité des sels calcaires n'a pas été décomposée par le sulfate de potasse; en sorte que la dissolution renferme alors : 1° le nitrate de potasse qui se trouvait dans le plâtras, et celui qui provient de la décomposition du nitrate de chaux et de magnésie; 2° l'hydro-chlorate de potasse formé aux dépens de l'hydrochlorate de chaux et de magnésie; 3° l'hydrochlorate de soude faisant partie du plâtras; 4° un peu de sulfate de chaux; 5° une petite quantité de sels de chaux et de magnésie non décomposés. On met cette dissolution toute chaude dans des cuviers appelés *réservoirs*, et on la tire à clair au moyen de robinets adaptés aux cuviers; on lave le dépôt, et on réunit les eaux de lavage à la dissolution, que l'on reçoit dans une chaudière; on procède de nouveau à l'évaporation : la petite quantité de sulfate de chaux et une assez grande quan-

tité de l'hydrochlorate de soude se déposent ; on les enlève avec des écumoires, et on les laisse égoutter dans des paniers d'osier placés au-dessus de la chaudière. Lorsque la liqueur marque 42° à l'aréomètre, on la met dans des vases de cuivre, où elle cristallise par le refroidissement; on décante l'eau-mère, on lave le sel avec de l'eau de cuite, on le fait égoutter, et on le livre dans le commerce sous le nom de *salpêtre brut, nitre de première cuite :* il est formé d'environ 75 parties de nitrate de potasse et de 25 parties d'un mélange de beaucoup d'hydrochlorate de soude, d'une petite quantité d'hydrochlorate de potasse, et de sels de chaux et de magnésie *déliquescents.*

Raffinage du salpêtre. On fait bouillir dans une chaudière, 30 parties de nitre brut avec 6 parties d'eau; le nitrate de potasse et les sels déliquescents, beaucoup plus solubles que les hydrochlorates de soude et de potasse, se dissolvent, tandis que ceux-ci restent *presque en totalité* au fond de la chaudière; on les enlève; on ajoute 4 parties d'eau à la dissolution; on clarifie la liqueur par la colle, et on la met, lorsqu'elle est encore chaude, dans de grands bassins en cuivre peu profonds, on l'agite pour hâter le refroidissement et la cristallisation : on obtient par ce moyen, une poudre cristalline formée de nitre et d'une petite quantité des autres sels. Pour achever la purification de ces cristaux, on les met en contact avec des eaux chargées de nitrate de potasse et avec de l'eau ordinaire, qui dissolvent presque la totalité des sels étrangers et n'agissent point sur le nitre; en sorte, qu'il suffit de laisser écouler la solution pour avoir le nitre *du commerce,* que l'on fait sécher.

De la poudre.

On connaît plusieurs espèces de poudre, celle de guerre, de chasse, de mine, de fusion, etc.; elles doivent toutes être considérées comme des mélanges de nitre, de soufre

et de charbon, dans des proportions diverses : voici ces proportions.

	Poudre de guerre.	Poudre de chasse.	Poudre de mine.
Salpêtre.	75,0	78	65
Charbon	12,5	12	15
Soufre.	12,5	10	20

326. Après avoir fait choix de nitre pur non déliquescent, de soufre qui a été distillé, et de charbon sec, sonore, léger et récent, comme celui de bourdaine, de peuplier, de tilleul, de marronnier, de sapin, etc., on en pèse les quantités nécessaires et on les tamise; alors on procède aux diverses opérations. 1° *Mélange.* Il se pratique dans un atelier qui porte le nom de *moulin à pilon*, et qui offre plusieurs mortiers dans lesquels on humecte d'abord également le charbon; on introduit ensuite le salpêtre et le soufre, et on ajoute une certaine quantité d'eau qui s'oppose à la volatilisation des matières pulvérisées; on remue le tout avec la main, et on procède au battage au moyen de pilons que l'on met en mouvement par un courant d'eau. M. Proust pense que le charbon de chènevotte doit être préféré aux autres espèces, parce qu'il est moins cher, et qu'il se mêle plus facilement avec le nitre et le soufre. 2° *Grenage.* Lorsque la poudre a subi l'opération que l'on appelle *rechange*, qu'elle a été battue pendant quatorze heures environ (suivant M. Proust, deux heures de battage suffisent), et qu'elle est sous la forme d'une pâte humide, on la grène; on la fait sécher pendant un jour ou deux, et on la fait passer successivement dans deux tamis de peau, dont le premier est appelé *guillaume* et le second *grenoir;* celui-ci offre des trous dont le diamètre est égal à celui des grains de poudre que l'on cherche à obtenir; enfin, on la fait passer dans un troisième tamis appelé *égalisoir*, et même dans un quatrième : ces tamis ne livrent passage qu'au poussier et au fin grain. 3° *Séchage.*

On étend une couche de poudre d'une certaine épaisseur sur des toiles placées dans une chambre dont la température est à 50 ou 60°, et dans laquelle on fait arriver de l'air. La poudre de mine n'est soumise à aucune autre opération; il n'en est pas de même de celle de chasse et de guerre.

4° *Epoussétage.* On fait passer la poudre ainsi desséchée à travers un tamis de crin très fin pour la débarrasser du poussier qui s'est formé pendant la dessiccation. Ici se bornent les manipulations propres à fournir la poudre de guerre; il n'en est pas de même de la poudre de chasse.

5° *Lissage.* Avant d'être lissée, cette poudre, qui n'a été que grenée, est soumise à une dessiccation superficielle en l'exposant pendant une heure au soleil; on l'époussette, puis on la place dans des tonnes qui tournent sur leur axe, et qui sont mises en mouvement par un courant d'eau. Ces tonnes offrent à leur intérieur quatre barres carrées qui servent à augmenter les frottements du grain.

Que se passe-t-il dans la détonation de la poudre ?..... Lorsque sa température est assez élevée, l'acide nitrique du nitrate de potasse est décomposé par le charbon et par le soufre, qui lui enlèvent une plus ou moins grande quantité d'oxygène, le transforment en gaz deutoxyde d'azote (1) et en gaz azote, et donnent naissance à du gaz acide carbonique et à de l'acide sulfurique : le premier de ces acides passe presque en totalité à l'état de gaz; le dernier se combine au contraire avec la potasse qui résulte de la décomposition du nitrate de potasse; enfin, l'eau de cristallisation du nitre se réduit en vapeur, et une portion du sulfate de potasse produit est transformé en sulfure solide par le charbon. Quelquefois, suivant M. Thénard,

---

(1) MM. Colin et Taillefert ont prouvé qu'il n'y avait production de deutoxyde d'azote qu'autant que la combustion de la poudre était lente.

il se forme d'autres corps, tels que du gaz hydrogène carboné et sulfuré, du gaz acide nitreux, du gaz oxyde de carbone, de l'hyponitrite et du prussiate de potasse. C'est à la rapidité avec laquelle ces substances solides passent à l'état de gaz, et par conséquent à leur augmentation de volume, qu'il faut attribuer la force avec laquelle la poudre lance le mobile.

Lorsqu'on fait un mélange de trois parties de nitrate de potasse, de deux parties de sous-carbonate de la même base (potasse du commerce), et d'une partie de soufre, on obtient une espèce de *poudre fulminante*, qu'il suffit de faire chauffer pendant quelques minutes dans une cuillère à projection pour faire détoner : cette explosion est due principalement au dégagement subit du gaz azote, du gaz oxyde d'azote, du gaz acide carbonique et de la vapeur de l'eau, produits dont on concevra la formation en se rappelant la théorie que nous venons de donner.

Si l'on fait un mélange de 3 parties de nitrate de potasse, d'une partie de soufre et d'une partie de sciure de bois, on obtient la *poudre de fusion*, ainsi appelée parce qu'il suffit d'en recouvrir un morceau de cuivre et de la mettre en contact avec un corps enflammé, pour que le métal soit fondu dans le même instant. Il y a, dans cette expérience, dégagement de beaucoup de chaleur, production de flamme et formation de sulfure de cuivre (soufre + cuivre), plus fusible que le métal.

Hyponitrite. Il est constamment le produit de l'art; on le connaît à peine; il est soluble dans l'eau et sans usages. *Préparation.* On décompose l'hyponitrite neutre de plomb par le sulfate de potasse; il se forme du sulfate de plomb insoluble, et de l'hyponitrite de potasse soluble.

Hydrochlorate. (sel fébrifuge de Sylvius, muriate de potasse). Il se trouve dans quelques liqueurs animales, dans les cendres de plusieurs végétaux et dans certaines

eaux minérales. Il cristallise en prismes à quatre pans, d'une saveur piquante, amère, peu altérables à l'air; ils décrépitent au feu, fondent si on les chauffe assez fortement, et se transforment en chlorure de potassium. Trois parties d'eau froide dissolvent une partie de ce sel, tandis qu'il n'en faut pas même deux d'eau bouillante. On l'a employé comme fondant dans la fabrication du verre; il a été regardé, pendant long-temps, comme apéritif, digestif, désobstruant, etc.; mais il est presque entièrement abandonné aujourd'hui. *Préparation.* (*V.* § 259.)

327. *Hydrobromate* (Bromure de potassium). Il est sous forme de cubes ou de longs parallelipipèdes rectangulaires, d'une saveur piquante; chauffé, il décrépite et éprouve la fusion ignée; il est soluble dans l'eau plus à chaud qu'à froid; l'alcool en dissout moins que l'eau; l'acide sulfurique le décompose et en dégage des vapeurs d'acide hydro-bromique et de brôme.

Préparation. On fait passer à travers l'eau-mère des salines un courant de chlore qui décompose l'hydrobromate de magnésie qu'elle renferme, s'empare de l'hydrogène de l'acide hydro-bromique et met le brôme à nu; on verse à la surface du liquide une certaine quantité d'éther, qui dissout le brôme, surtout par l'agitation : la solution éthérée de brôme, d'un rouge hyacinthe, surnage et peut être séparée de la couche inférieure à l'aide d'un entonnoir; il suffit de l'agiter avec de la potasse caustique pour obtenir de l'hydrobromate de potasse; d'où il suit que l'eau est décomposée : on fait évaporer le liquide et le sel cristallise.

327 *bis. Hydriodate.* Ce sel est toujours liquide, et lorsqu'on l'évapore, il donne des cristaux qui, étant desséchés, ne sont que de l'iodure de potassium (Gay-Lussac). Ces cristaux se fondent aisément et se volatilisent à la température rouge; ils sont déliquescents; 100 parties d'eau à 18° en dissolvent 143 parties.

Préparation. On verse une dissolution de potasse sur de l'iode ; il se forme de l'hydriodate et de l'iodate de potasse, que l'on sépare par l'alcool. (*V.* § 250, *Préparation des iodates.*) On fait chauffer l'hydriodate qui reste en dissolution, pour volatiliser l'alcool avec lequel il est mêlé. M. Turner propose de faire passer un courant de gaz acide hydro-sulfurique à travers le mélange d'iodate et d'hydriodate de potasse étendu d'eau; par ce moyen, tout l'iodate est transformé en hydriodate (*v.* § 221); on filtre la solution et on lave le précipité de soufre avec de l'eau chaude, puis on fait bouillir le liquide obtenu pour en chasser l'acide hydro-sulfurique qui est en excès; il ne reste plus alors qu'à faire cristalliser. — M. Caillot préfère le procédé suivant : on met dans une capsule de verre ou de porcelaine quatre parties d'iode et vingt parties d'eau, puis on ajoute deux parties de limaille de fer non rouillée; on agite jusqu'à ce que la liqueur soit incolore; alors on fait bouillir l'iodure de fer formé et on y verse peu à peu, en remuant à chaque fois, une dissolution de sous-carbonate de potasse pur jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de précipité : l'eau est décomposée, son hydrogène s'unit à l'iode pour former de l'acide hydriodique, qui se combine avec la potasse, tandis que son oxygène se porte sur le fer et donne naissance à de l'oxyde qui se précipite; on décante sur un filtre et on lave le résidu jusqu'à ce que l'eau de lavage ne précipite plus par la dissolution du sublimé corrosif; on réunit toutes les liqueurs et on fait évaporer jusqu'à pellicule. — On obtient facilement de l'hydriodate de potasse très pur par la méthode de Taddei, modifiée par M. Fau : on délaye l'iode dans cinq ou six fois son poids d'eau distillée, on y fait tomber peu à peu de l'hydrosulfate de potasse, et on agite fréquemment le flacon : on observe plusieurs nuances; l'iode décompose l'acide hydro-sulfurique, le soufre se sépare et le liquide devient très limpide c'est là l'indice le plus certain de la formation de l'hydriodate de

potasse; on filtre, après quelque temps de repos, et on n'a plus qu'à évaporer sur un bain de sable ou mieux à la vapeur.

L'hydriodate de potasse simple ou ioduré agit merveilleusement dans le traitement de la plupart des goîtres et dans certaines affections scrofuleuses, comme l'a prouvé le docteur Coindet de Genève. (*V.* Iode, p. 135.) On dissout 36 grains d'iodure de potassium (hydriodate solide) et 10 grains d'iode dans une once d'eau distillée: on prescrit d'abord de 6 à 10 gouttes de solution dans une demi-tasse d'eau sucrée, trois fois par jour, augmentant ou diminuant cette dose selon ses effets. Toutefois il est préférable d'employer ce médicament à l'extérieur: on fait des frictions soir et matin sur la tumeur avec un morceau de pommade gros comme une noisette, composée d'un demi-gros d'iodure de potassium et d'une once et demie de graisse de porc. Nous engageons le lecteur à consulter les Mémoires du docteur Coindet, insérés dans les tomes 15, 16 et 18 des *Annales de Chimie et de Physique.*

Hydrosulfate. On ne trouve jamais ce sel dans la nature. Il cristallise en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces, doués d'une saveur âcre et amère. Chauffé dans des vaisseaux fermés; il se transforme, d'après des expériences récentes faites par M. Vauquelin, en eau et en foie de soufre, produit qui, comme nous l'avons dit, doit être considéré comme du sulfure de potassium. Cet hydrosulfate se dissout très bien dans l'eau; sa dissolution perd, par l'action de la chaleur, une partie de l'acide hydro-sulfurique, et se transforme en sous-hydrosulfate; exposée à l'air, elle jaunit, se décompose, absorbe l'oxygène, et passe d'abord à l'état d'hydrosulfate sulfuré jaune, puis à l'état d'hyposulfite incolore, et il se dépose du soufre. Les cristaux d'hydrosulfate de potasse, exposés à l'air, éprouvent à leur surface une altération analogue, mais avec beaucoup de lenteur. Ce sel est un réactif pré-

cieux pour distinguer les unes des autres diverses dissolutions métalliques. *Préparation.* (*V.* § 265.)

Hydrophtorate neutre (fluate). Il est constamment le produit de l'art; il est déliquescent, excessivement soluble dans l'eau, doué d'une saveur piquante, et ne cristallise qu'avec la plus grande difficulté; fondu dans un creuset de platine, il se transforme en *phtorure* de potassium; il est sans usages. Il existe encore un hydrophtorate acide.

M. Zeize a fait une observation remarquable, savoir, que l'hydrophtorate *acide* de potasse, rougissant le papier de tournesol, devient alcalin par l'addition de l'acide *borique*; les hydrophtorates acides de soude et d'ammoniaque sont dans le même cas.

Du sodium.

328. Le sodium ne se trouve pas dans la nature à l'état de pureté; il fait partie de quelques sels de soude que l'on rencontre assez abondamment.

Il jouit des mêmes propriétés physiques que le potassium, excepté que sa couleur ressemble à celle du plomb, et que sa pesanteur spécifique est de 0,972. Il fond à la *température* de 90°. On ignore s'il est volatil. Il a fort peu d'action sur le gaz *oxygène* à froid; mais si on élève la température, il fond, absorbe ce gaz avec dégagement de calorique et de lumière, et passe à l'état de deutoxyde jaune. Son action sur l'*air* est la même que celle qu'exerce le potassium, mais elle est moins vive; il faut, pour la constater, l'agiter dans un têt que l'on fait chauffer; en outre, le protocarbonate de sodium qui se produit est efflorescent, tandis que celui de potassium est déliquescent. L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* ne se combinent pas avec le sodium.

Le *phosphore* et le *soufre* agissent sur lui comme sur le potassium. Le *phosphure de sodium* sera formé de 200 parties de

métal et de 100 de phosphore, si on le considère comme étant composé d'un atome de sodium, qui pèse 3, et d'un atome de phosphore, dont le poids est 1,5. Le *sulfure de sodium* paraît formé d'un atome de soufre et d'un atome de sodium, ou de 100 de soufre et de 150 de sodium.

Lorsqu'on élève la température du sodium, et qu'on le met en contact avec du *chlore* gazeux, il s'en empare, passe à l'état de *chlorure*, et il y a dégagement de calorique et de lumière. Le *chlorure* (muriate de soude fondu) est solide, blanc, fusible un peu au-dessus de la chaleur rouge, et très sapide; une partie d'eau à 15° peut en dissoudre deux parties et demie; il est presque aussi soluble à chaud qu'à froid; ainsi dissous, il est transformé en hydrochlorate, suivant quelques chimistes, tandis que d'autres pensent qu'il n'a point changé d'état. (*V.* CHLORURES, § 209.) Il paraît formé d'un atome de chlore, dont le poids est 4,5, et d'un atome de sodium, qui pèse 3, ou de 150 parties de chlore, et de 100 de métal.

L'*azote* agit sur le sodium comme sur le potassium, mis en contact avec l'eau *froide*, le *sodium* la décompose sans s'enflammer lors même qu'il a le contact de l'air, tandis que nous avons dit que, dans ce dernier cas, le potassium dégageait une vive lumière; ce phénomène doit paraître d'autant plus extraordinaire, que pendant la décomposition de l'eau par le sodium, la température s'élève davantage que lorsqu'on fait usage de potassium. Il dépend, suivant M. Ballcells, de ce que l'hydrogène pouvant dissoudre le potassium, est susceptible de s'enflammer à une température beaucoup plus basse que dans le cas où il est pur, comme lorsqu'on agit avec le sodium. Si au lieu de mettre le *sodium* en contact avec l'eau froide on le place sur de l'*eau* à 40°, même dans des vaisseaux clos, il se dégage une *vive lumière*, et si l'expérience se fait à l'abri du contact de l'air, l'hydrogène résultant de la décomposition de l'eau, ne subit aucune altération : l'élévation de tempé-

rature dépend uniquement de la combinaison de l'oxygène de l'eau avec le sodium (Balcells).

Le sodium décompose, à une température élevée, les *oxydes de carbone*, de *phosphore*, et le *protoxyde d'azote*, et s'empare de leur oxygène. Il n'agit point sur le *deutoxyde d'azote* à la chaleur de la lampe; il est à peu près certain qu'il doit le décomposer à une température plus élevée. Il se comporte, avec les *acides* précédemment étudiés, comme le potassium. Il agit de même sur les gaz *hydrogène carboné* et *phosphoré*. Le gaz *ammoniac* exerce sur lui la même action que sur le potassium; mais il est absorbé et décomposé en plus grande quantité.

On ignore comment le sodium se comporte avec le *calcium*, le *strontium* et le *baryum*. Chauffé avec du *potassium* dans une capsule contenant de l'huile de naphte, il donne un alliage qui est toujours plus fusible que le sodium, et qui, suivant les proportions des métaux qui le composent peut être liquide à 0° et plus léger que l'huile de naphte. Cet alliage, exposé à l'air, en attire l'oxygène; mais le potassium absorbe beaucoup plus rapidement ce gaz que le sodium, en sorte que l'on peut mettre cette propriété à profit pour débarrasser le sodium d'une petite quantité de potassium qu'il contient quelquefois. Le *sodium* a été découvert par M. Davy; il a les mêmes usages que le potassium.

Poids de l'atome de sodium. Le terme moyen des analyses du protoxyde de sodium faites jusqu'à ce jour, donne 100 parties de métal et 33,33 d'oxygène : si on suppose cet oxyde formé d'un atome de chacun de ces corps, l'atome d'oxygène pesant 1, celui de sodium sera de 3.

Préparation. On l'obtient comme le potassium, § 314 : nous devons seulement faire remarquer que la décomposition de la soude pure est plus difficile que celle de la soude contenant un ou deux centièmes de potasse; mais alors on

obtient du sodium un peu potassié. Il suffit de mettre cet alliage sous forme de plaques dans de l'huile de naphte, et de renouveler de temps en temps l'air du vase : le potassium absorbe l'oxygène très facilement, et le sodium reste pur (MM. Gay-Lussac et Thenard).

Des oxydes de sodium.

On connaît deux oxydes de sodium.

329. *Protoxyde de sodium sec.* Il entre dans la composition de plusieurs sels que l'on trouve dans la nature, mais il n'y existe jamais pur. Ses propriétés physiques, son action sur les fluides impondérables et sur les corps simples non métalliques, ne diffèrent pas de celles du protoxyde de potassium sec. Exposé à l'air, il s'empare de l'humidité et de l'acide carbonique, et passe à l'état de protocarbonate de sodium, qui ne tarde pas à s'effleurir. Il absorbe l'eau avec dégagement de calorique, et se transforme en hydrate de protoxyde de sodium (soude).

Composition. Le protoxyde de sodium paraît formé d'un atome de sodium qui pèse 3, et d'un atome d'oxygène, dont le poids est 1, ou de 100 de métal et de 33,33 d'oxygène : par conséquent le poids de l'atome de protoxyde est de 4.

Préparation. La même que celle du protoxyde de potassium (page 404).

330. *Soude.* Les propriétés physiques de la soude ne diffèrent pas de celles de la potasse : elle se comporte aussi de la même manière avec les agents pondérables et impondérables précédemment étudiés, excepté que le sous-carbonate de soude formé par l'exposition de la soude à l'air est efflorescent, tandis que celui de potasse est déliquescent. Le chlorure de soude médicinal s'obtient, d'après M. Payen, en décomposant 500 gr. de chlorure de chaux à 98 degrés par 690 gr. de sous-carbonate de soude

cristallisé et 9000 gr. d'eau; il se forme du sous-carbonate de chaux insoluble, et du chlorure de soude soluble. Ce chlorure est liquide, légèrement verdâtre, d'une odeur forte, savonneux au toucher, d'une saveur salée un peu caustique; il décolore le tournesol et verdit le sirop de violettes: le nitrate d'argent y fait naître un précipité abondant de chlorure et d'oxyde d'argent; l'hydrochlorate de platine et l'oxalate d'ammoniaque ne le troublent point quand il est pur. Les acides en séparent beaucoup de chlore et s'unissent à la soude. Évaporé, il perd une grande quantité de chlore, et fournit une masse blanche gélatineuse. Il est employé comme désinfectant, et dans le traitement des brûlures, de certains ulcères, de quelques affections syphilitiques, de la pourriture d'hôpital, etc. On n'emploie la soude que dans les laboratoires, comme réactif.

Composition. En supposant la soude formée d'un atome de *protoxyde* de sodium, qui pèse 4, et d'un atome d'eau, dont le poids est de 1,125, on la trouvera composée de 100 parties de protoxyde et de 28 parties d'eau.

Préparation. On agit sur le sous-carbonate de soude du commerce comme sur celui de potasse, lorsqu'on veut préparer la potasse. (*Voyez* page 408.)

331. *Deutoxyde de sodium.* Son histoire est la même que celle du deutoxyde de potassium.

Composition. En admettant, avec M. Thomson, qu'il est formé de 2 atomes de sodium et de 3 atomes d'oxygène, il sera composé de 100 parties de sodium et de 50 d'oxygène.

Des sels de soude.

Le sodium ne peut former des sels avec des acides qu'autant qu'il est oxydé au premier degré; il doit perdre de l'oxygène, s'il est plus oxydé.

332. Tous les sels de soude sont solubles dans l'eau; ils ne dégagent point d'ammoniaque lorsqu'on les triture avec

les oxydes de la deuxième section : ils ne sont point précipités par les sous-carbonates de potasse, de soude, et d'ammoniaque, ni par l'hydrochlorate de platine; ils ne se troublent point et ne donnent point d'alun lorsqu'on agite leurs dissolutions concentrées avec du sulfate d'alumine : ces deux derniers caractères établissent une grande différence entre ces sels et ceux de potasse. Ils jouissent, d'ailleurs, comme tous les autres sels de cette section, des propriétés indiquées § 288.

Sous-borate (borax). Ce sel se trouve dans la province de Potosi au Pérou, dans plusieurs lacs de l'Inde, dans l'île de Ceylan, dans la Tartarie méridionale, en Transylvanie, en Basse-Saxe, etc. Lorsqu'il a été purifié, il se présente sous la forme de prismes hexaèdres comprimés et terminés par des pyramides trièdres, incolores et translucides, verdissant le sirop de violettes (1), doués d'une saveur styptique, alcaline, légèrement efflorescents à l'air et solubles dans l'eau. Deux parties d'eau bouillante en dissolvent une de ce sel, tandis qu'il en faut sept ou huit d'eau froide. Chauffé dans un creuset, le borax éprouve d'abord la fusion aqueuse, se dessèche et fond de nouveau, si la température est de 300° (fusion ignée) : alors il est sous la forme d'un verre limpide qui devient opaque à l'air : ce phénomène paraît dépendre de ce qu'il absorbe l'humidité. Mêlé au charbon et mis en contact à la chaleur rouge avec du chlore sec, il est décomposé; le charbon s'empare de l'oxgyène de l'acide borique, et le bore mis à nu se combine au chlore, avec lequel il forme du *chlo-*

---

(1) M. Meyrac a prouvé que lorsqu'on verse de l'eau dans une dissolution concentrée de borate de soude, de potasse ou d'ammoniaque, avec excès d'acide, et par conséquent rougissant l'*infusum* de tournesol, on la transforme en sous-borate, qui, loin de rougir le tournesol, verdit le sirop de violettes.

rure de bore (Dumas). Il est composé de 2 atomes d'acide (6), d'un atome de soude (4), et de 8 atomes d'eau (9). On se sert du borax, 1° dans l'analyse des oxydes métalliques; il se combine avec la plupart d'entre eux, en facilite la fusion, et se colore souvent en bleu, en vert, en violet, etc., suivant la nature de l'oxyde, ce qui sert à les distinguer, comme nous le dirons par la suite; 2° pour souder les métaux; en effet, les deux bouts d'un métal ne sauraient être soudés s'ils étaient oxydés, ou si la soudure qui sert à les réunir, en facilitant leur fusion, l'était aussi : or, le borax que l'on met en contact avec l'alliage fusible qui constitue la soudure s'oppose à l'oxydation des métaux en les enveloppant, et même s'empare des oxydes qui peuvent ternir leur surface; 3° pour rendre les tissus incombustibles. (Voyez *Annales de Chimie et de Physique*, tome XVIII); 4° pour préparer l'acide borique, les borates, et, suivant M. Doebereiner, le *bore*. Le borax, employé autrefois en médecine comme fondant dans les engorgements de la matrice, dans la suppression des règles, etc., n'est plus administré à l'intérieur. Il entre dans la composition des gargarismes détersifs, principalement du *linctus ad aphtas*, composé d'une once de sirop de mûres et d'un gros de borax. On emploie aussi quelquefois sa dissolution pour toucher les ulcères rongeants, les verrues, les condylômes. On peut s'en servir pour rendre la crême de tartre soluble. *Préparation.* On trouve dans le commerce du borax appelé *tinckal*, qui vient de l'Inde, et qui paraît avoir été extrait du fond de certains lacs : il est coloré en gris jaunâtre par une matière savonneuse, composée d'une substance grasse et d'une portion de soude du sel : il contient en outre du sulfate et de l'hydrochlorate de soude; on le purifie en le lavant à plusieurs reprises avec de l'eau, et avec ce même liquide auquel on a ajouté un $\frac{1}{400}$ de chaux éteinte par l'eau; le tinckal, ainsi débarrassé d'une partie de la matière savon-

neuse, est dissous dans deux parties et demie d'eau et mêlé avec un kilogramme d'hydrochlorate de chaux par quintal; ce sel jouit de la propriété de décomposer les dernières portions de savon et de précipiter la matière grasse: on filtre et on chauffe la dissolution du borax jusqu'au degré convenable pour la faire cristalliser; alors on la laisse refroidir lentement dans des vases coniques de bois blanc ou de plomb. On le purifie en le faisant fondre dans un creuset; la matière colorante se détruit et le sel se vitrifie; on le fait dissoudre dans l'eau bouillante, et il cristallise par le refroidissement; on évapore les eaux mères pour avoir tout le borax qu'elles renferment.

Sous-carbonate. Presque toutes les cendres des plantes qui croissent sur les bords de la mer, et particulièrement le *salsola soda* de L., contiennent ce sel; il entre pour beaucoup dans la composition du *natron*, produit salin que l'on trouve dans quelques lacs d'Égypte, de Hongrie, etc.; il constitue presque à lui seul l'*urao*, matière très abondante, qui se trouve dans les eaux d'un lac de l'Amérique du sud (province de Maracaybo (1); on le rencontre effleuri sur les murs de plusieurs souterrains; enfin il existe dans quelques eaux minérales. Il est solide, d'une couleur blanche; sa saveur est âcre, légèrement caustique; il verdit le sirop de violettes; convenablement évaporé, il fournit des cristaux qui sont des prismes rhomboïdaux, ou des pyramides quadrangulaires appliquées base à base et à sommet tronqué. Exposés à l'air, ces cristaux s'effleurissent; chauffés dans un creuset, ils éprouvent successivement la fusion aqueuse et la fusion ignée sans se décomposer, à moins qu'on ne les mette en contact avec de la vapeur aqueuse. Deux parties d'eau à 10° suffisent pour en dissoudre une

(1) L'urao est formé de 39 d'acide carbonique, de 41 de soude et de 19 d'eau.

partie; l'eau bouillante en dissout beaucoup plus. A une température élevée, le phosphore le décompose, s'empare de l'oxygène de l'acide carbonique, passe successivement à l'état d'acide phosphorique et de phosphate de soude, et le charbon est mis à nu. Il est susceptible d'absorber une assez grande quantité de gaz acide carbonique, qui sature la soude, et lui fait perdre presque toute sa causticité. On ne l'emploie que dans les laboratoires et en médecine; mais les diverses soudes d'Alicante, de Carthagène, de Malaga, de Narbonne (salicor), d'Aigues-Mortes (blanquette), de Normandie (varec), et celles que l'on prépare artificiellement, le contiennent en plus ou moins grande quantité, et ont des usages nombreux. On se sert de ces soudes dans la fabrication du savon dur, du verre, pour couler les lessives, et pour diverses opérations de teinture; on emploie particulièrement la soude de varec pour préparer l'*iode*. Le sous-carbonate de soude est administré en médecine dans les mêmes circonstances que le sous-carbonate de potasse; mais on le donne ordinairement à l'état solide avec des extraits, à la dose de 6, 8, 10 ou 12 grains par jour. *Préparation.* On prépare ce sel avec la *soude artificielle*, qui est formée de soude caustique, de sous-carbonate de soude, de sulfure de chaux avec excès de chaux et de charbon. Après l'avoir réduite en poudre, on la traite par l'eau froide, qui ne dissout que la soude et le sous-carbonate de soude; on décante la liqueur, on l'évapore jusqu'à siccité, et on la laisse à l'air pendant dix, douze ou quinze jours. La soude caustique se combine avec l'acide carbonique, et s'effleurit; à cette époque, on la fait dissoudre dans l'eau, et on évapore la dissolution pour en obtenir des cristaux. *Préparation de la soude artificielle.* On introduit dans un four dont la température est au-dessus du rouge cerise, un mélange pulvérulent fait avec 18 parties de sulfate de soude sec, 18 parties de craie (carbonate de chaux) et 11 parties de charbon de bois: lorsque ce mé-

lange est pâteux, on le pétrit avec un ringard, et on le retire du four. Le charbon décompose l'acide sulfurique, lui enlève son oxygène et passe à l'état d'acide carbonique; la chaux s'empare du soufre provenant de la décomposition de l'acide sulfuriqae, et la soude s'unit avec une portion d'acide carbonique. *Extraction de la soude des plantes marines.* On fait brûler ces plantes, comme nous l'avons dit en parlant de la potasse du commerce, et l'on obtient une masse saline composée de sous-carbonate, de sulfate, d'hydrochlorate de soude, d'alumine, de silice, d'oxyde de fer, de charbon, et quelquefois de sulfate et d'hydrochlorate de potasse. *Bicarbonate.* Il est sous forme de prismes rectangulaires à 4 pans, terminés par une base rectangulaire oblique; du reste son histoire et sa préparation ne diffèrent point de celles du carbonate de potasse. Il est formé de 2 atomes d'acide, de deux atomes de soude et d'un atome d'eau. Le *natron* s'obtient par l'évaporation spontanée des eaux qui le tiennent en dissolution, et qui constituent des lacs,

Sesqui-carbonate. Il existe en Afrique et en Amérique un carbonate de soude qui contient une fois et demie autant d'acide que le sous-carbonate, et que pour cela on a nommé *sesqui-carbonate;* il est caractérisé par les propriétés de ne pas s'effleurir, de ne pas précipiter le sulfate de magnésie, et de faire effervescence avec les sels de chaux (Boussingault).

Sous-phosphate (sel microscomique ou fusible, sel admirable perlé). Ce sel se trouve dans l'urine, dans le sérum du sang, et dans quelques autres matières animales. Il cristallise en rhomboïdes oblongs, ou en prismes rhomboïdaux, ou en petites lames brillantes et nacrées; il est blanc, doué d'une faible saveur salée, nullement amère; il verdit le sirop de violettes; il s'effleurit rapidement à l'air, et se dissout très bien dans l'eau. Trois parties de ce liquide en dissolvent une partie à la température ordinaire; l'eau bouil-



lante en dissout beaucoup plus. Les acides sulfurique, nitrique et hydro-chlorique s'emparent d'une portion de la soude qu'il renferme, et le transforment en phosphate de soude. Chauffé dans un creuset, il éprouve successivement la fusion aqueuse et la fusion ignée, et donne un verre opaque et laiteux. Il est formé d'un atome d'acide (3,5), d'un atome de soude (4) et de 12 atomes d'eau (13,5). Il est employé dans les laboratoires pour préparer les divers phosphates insolubles, et en médecine comme purgatif; on l'administre ordinairement à la dose d'une ou de deux onces dans une pinte de bouillon aux herbes : cette boisson purge très bien, et n'est point désagréable. *Préparation*. On l'obtient comme le phosphate de potasse. (*Voy.* p. 415.)

Phosphate acide, sel *perlé* de *Haupt* (acide *ourétique* de Morveau). Il est le produit de l'art. On peut l'obtenir en écailles fines, semblables à celles de l'acide borique hydraté; il est plus soluble que le précédent, et cristallise moins facilement. Il n'a point d'usages. *Préparation*. (*Voy.* § 228, premier procédé.)

Phosphite. Il est constamment le produit de l'art, très soluble dans l'eau, et cristallise en rhomboïdes voisins du cube. Il est sans usages (Dulong). *Préparation*. (*Voy.* § 240.)

Hypophosphite. Son histoire est la même que celle de l'hypophosphite de potasse, excepté qu'il est moins déliquescent. *Préparation*. (*Voyez* § 238.)

Sulfate (sel de Glauber, sel admirable, soude vitriolée, alcali minéral vitriolé). On rencontre ce sel dans certaines eaux de source, par exemple, à Dieuse, à Château-Salins, etc., dans les cendres des plantes marines, enfin, combiné avec le sulfate de chaux, en Espagne. Il est sous la forme de prismes à six pans cannelés, terminés par un sommet dièdre, transparents, excessivement diaphanes, d'une belle couleur blanche, doués d'une saveur amère, fraîche, salée, efflorescents et très-solubles dans l'eau. Le charbon le transforme en sulfure de sodium. (*Voyez* § 241

et 283.) Le sulfate de soude a un *maximum* de solubilité à environ 33°, et à partir de ce terme, elle va continuellement en diminuant à mesure que la température s'élève jusqu'à 100°: toutefois une dissolution de ce sel, faite dans l'eau bouillante, contient beaucoup plus de sel que lorsqu'elle a été faite à 8° ou 10°+0, et doit cristalliser par le refroidissement de la liqueur. Cependant si la dissolution, ainsi saturée et bouillante, est enfermée dans un tube de verre d'où l'on ait chassé l'air, elle ne cristallise plus, lors même qu'elle est agitée; mais il suffit d'y faire entrer une bulle d'air ou d'un gaz quelconque pour que la cristallisation ait lieu; on ignore quelle peut être la cause de ce phénomène. Chauffé dans un creuset, le sulfate de soude éprouve successivement la fusion aqueuse et la fusion ignée; si on le refroidit après l'avoir fondu, il a l'aspect d'un émail. On l'emploie pour préparer la soude artificielle, et, suivant Gehlen, on peut s'en servir avec avantage dans la fabrication du verre. On l'administre en médecine comme purgatif, à la dose d'une once ou d'une once et demie, dans trois verres de bouillon aux herbes ou d'une autre tisane; il est usité, comme apéritif et fondant, dans les maladies cutanées, dans les jaunisses de longue durée, etc. M. Courdemanche s'en est servi dans ces derniers temps pour composer le mélange frigorifique de Walker, dont il a fait une heureuse application à la congélation de l'eau; en effet, lorsqu'on mêle cinq livres de sulfate de soude pulvérisé, et 4 livres d'acide sulfurique à 36 degrés, ou 5 livres 8 onces du même sel, et 4 livres 4 onces de résidus d'éther sulfurique, ramenés à une densité de 33 degrés, et qu'on plonge dans ce mélange des cylindres de fer-blanc contenant de l'eau, celle-ci ne tarde pas à être congelée. Les précautions à employer dans cette opération sont de refroidir les deux substances dans des vases peu conducteurs du calorique avant de les mêler, de ne pas employer de sels effleuris, de faire usage de l'eau qui a bouilli, d'agiter le

mélange pour que l'action réciproque du sel et de l'acide soit plus prompte et plus complète; enfin, de renouveler ces mélanges deux ou trois fois, si le refroidissement obtenu d'abord n'était pas suffisant. Le sulfate de soude est formé d'un atome d'acide, d'un atome de soude et de dix atomes d'eau.

Préparation. On prépare le sulfate de *soude* en décomposant l'hydrochlorate de soude (sel commun) par l'acide sulfurique; mais comme le sulfate qui en résulte contient souvent du sulfate de fer et du sulfate de manganèse, on le fait rougir dans un creuset pour décomposer ces deux sels; on traite la masse par l'eau, qui ne dissout que le sulfate de soude pur. On le prépare aussi, mais en petite quantité, en faisant évaporer les eaux de source qui le renferment; on traite la masse solide par l'eau bouillante, et le sulfate de soude cristallise par refroidissement.

Bisulfate. Sel que l'on obtient suivant M. Thomson, en faisant dissoudre le précédent dans de l'acide sulfurique faible, et concentrant la solution. Il est sous forme de prismes à quatre faces terminés par une base simple, oblique, légèrement déliquescents. Il semble formé d'un atome de soude, de 2 atomes d'acide et de 4 atomes d'eau.

Sesqui-sulfate de soude. Sel qui se forme, suivant Thomson, pendant la décomposition du sel commun par l'acide sulfurique; il paraît formé d'un atome et demi d'acide, et d'un atome de base; il n'est pas efflorescent.

Sulfite. Ce sel est un produit de l'art; on l'obtient cristallisé en prismes transparents à quatre ou à six pans, plus larges les uns que les autres, terminés par un sommet dièdre, d'une saveur fraîche et sulfureuse, efflorescents, se dissolvant dans 4 parties d'eau à 15°, tandis que l'eau bouillante en dissout plus que son poids. Chauffé, il éprouve la fusion aqueuse et se décompose. Il est sans usages. *Préparation.* (*Voy.* § 245.)

Iodate. On n'a pas encore trouvé ce sel dans la nature;

il cristallise en petits prismes, ordinairement réunis en houppes ou en petits grains qui paraissent cubiques. Il fuse sur les charbons ardents; si on le chauffe jusqu'au rouge obscur, il se décompose. Cent parties d'eau à 14° $\frac{1}{4}$ en dissolvent 7,3; il est inaltérable à l'air; la soude le transforme en *sous-iodate* qui cristallise en petites aiguilles soyeuses, réunies en houppes. Ce sous-iodate peut pourtant être obtenu en mettant de l'iode dans une dissolution de soude: alors, il est sous la forme de prismes hexaèdres, coupés perpendiculairement à leur axe (Gay-Lussac). Il est sans usages. *Préparation.* On l'obtient en mêlant la soude avec l'iode comme celui de potasse.

Chlorate (muriate suroxygéné de soude). Il est constamment le produit de l'art: il ne cristallise que lorsque sa solution a une consistance presque sirupeuse; les cristaux qu'il fournit sont des lames carrées, d'une saveur fraîche et piquante, non déliquescents et très solubles dans l'eau; ils fusent rapidement sur les charbons allumés, produisent une lumière jaunâtre, et se fondent en globules. Chauffé dans une cornue, ce sel fournit beaucoup de gaz oxygène mêlé d'un peu de chlore, et se transforme en chlorure de sodium sensiblement alcalin (Vauquelin). *Préparation.* (*Voy.* § 253.)

Nitrate. Il existe abondamment dans le district d'Atacama, près du port d'Yquique; dans les laboratoires, on l'obtient cristallisé en prismes rhomboïdaux incolores, d'une saveur fraîche, piquante et amère, légèrement déliquescents, solubles dans 3 parties d'eau à 15°, tandis que l'eau bouillante en dissout à peu près son poids; il est moins fusible que le nitrate de potasse. Il est sans usages. *Préparation.* (*Voy.* § 257.)

Hyponitrite. Il est peu connu; on sait qu'il est soluble dans l'eau, et qu'on ne le rencontre pas dans la nature. Il n'est pas employé. *Préparation.* (*Voy.* celui de potasse.)

Hydrochlorate (muriate de soude, sel de cuisine, sel

gemme, sel commun, sel gris). On le rencontre abondamment dans les eaux de la mer, de certains lacs et d'un très grand nombre de sources ; on en trouve des masses en Pologne, en Hongrie, en Russie, en Espagne, en Angleterre, en Allemagne, etc.; dans ces cas, il est presque toujours coloré en jaune, en rouge, en brun, en violet, etc.

Il cristallise en cubes qui, suivant M. Gay-Lussac, sont formés de chlore et de sodium. (*Voy.* § 209). Il a une saveur fraîche, salée ; il est inaltérable à l'air lorsqu'il est pur ; chauffé, il décrépite, fond un peu au-dessus de la chaleur rouge, et se transforme en chlorure (§ 588). Une partie d'eau à 15° en dissout 2 parties et demie ; il n'est guère plus soluble dans l'eau bouillante. On l'emploie pour saler les viandes et les mets, pour préparer la soude artificielle, l'acide hydro-chlorique, le chlore, le sel ammoniac; on s'en sert aussi comme engrais, comme vernis pour certaines poteries, etc. On l'administre en médecine comme fondant, à la dose d'un gros ou d'un gros et demi dans une pinte d'eau ; il a été utile dans les engorgements du foie, de la rate, du mésentère, et dans une foule d'affections scrofuleuses, dans les maladies cutanées, etc. Nous l'avons vu quelquefois réussir, sous la forme de lavement, dans les douleurs rhumatismales des lombes. *Préparation.* On se procure ce sel, 1° en l'arrachant du sol lorsqu'il est en masses, et en le dissolvant dans l'eau pour le faire cristalliser s'il est impur ; 2° en traitant convenablement les eaux salées. *A.* Dans les pays chauds, on fait arriver les eaux de la mer (1) dans des marais salants, sorte de bassins

---

(1) L'eau de la mer est composée d'hydrochlorates de soude et de magnésie, de sulfates de chaux et de magnésie, de carbonates de chaux et de magnésie dissous dans l'acide carbonique, et d'une très petite quantité d'hydrochlorate de potasse.

très larges, très peu profonds, favorisant par conséquent l'évaporation, tapissés d'argile, et communiquant entre eux : à mesure que l'eau s'évapore, on en ajoute de nouvelle. Lorsque le sel est cristallisé, on le retire, et on le laisse égoutter pour le débarrasser, autant que possible, des sels déliquescents, et le dessécher. L'évaporation dure ordinairement depuis le mois d'avril jusqu'au mois de septembre, et la dessiccation n'est complète qu'au bout de plusieurs mois. Le sel obtenu par ce procédé est diversement coloré, parce qu'il est intimement mêlé avec l'argile qui tapisse le fond des bassins. Dans le département de la Manche, on profite des hautes marées, des nouvelles et des pleines lunes pour baigner une certaine quantité de sable que l'on a préalablement disposé sur les bords de la mer. Lorsque l'eau se retire, le sable se dessèche, et se trouve recouvert d'une plus ou moins grande quantité de sel; on l'enlève et on le fait dissoudre dans de l'eau de la mer, qui, par ce moyen, se trouve plus chargée; on la fait évaporer dans des bassins de plomb placés sur le feu, et l'on obtient du sel blanc. *B.* Dans les pays froids, on tire parti de la propriété qu'a l'eau salée de ne se congeler que bien au-dessous de zéro : en effet, l'eau de la mer peut être considérée comme un mélange d'eau douce et d'eau fortement salée; celle-ci ne se congèle pas à zéro, tandis que l'autre se solidifie à cette température : donc, on peut, en la soumettant à un froid de 1° ou de 2°—0°, en geler une grande portion, et avoir de l'eau liquide fortement salée, qu'il suffira de chauffer pour en obtenir le sel cristallisé. *C.* Dans les climats tempérés, on élève, à l'aide de pompes, les eaux qui ne sont pas trop chargées de sel, et on les verse sur des fagots pour que le liquide se divise, présente plus de surface, et s'évapore en partie; alors, on le fait chauffer pour en obtenir des cristaux. *D.* Si les eaux contiennent 14 ou 15 centièmes de sel, on les fait évaporer

dans des chaudières de fer ; il se dépose du sulfate de chaux que l'on enlève ; et le sel cristallise.

Aucun de ces procédés ne fournit de l'hydrochlorate de soude pur ; il contient toujours des sels déliquescents, du sulfate de chaux, de magnésie, etc., comme on peut s'en convaincre en versant dans sa dissolution un sous-carbonate alcalin soluble qui en précipite du sous-carbonate de chaux, de magnésie, et quelquefois aussi du sous-carbonate de fer ; il faut, pour le purifier, le faire cristalliser de nouveau en évaporant la dissolution : alors, on obtient une multitude de petits cubes qui se réunissent de manière à former des pyramides quadrangulaires creuses.

Hydriodate. Il est constamment le produit de l'art ; on l'obtient cristallisé en prismes rhomboïdaux, aplatis, striés et assez volumineux. Il est très déliquescent. Cent parties d'eau à 14^{d} en dissolvent 173 ; chauffé dans un creuset, il fond, devient un peu alcalin, et se transforme en iodure de sodium, suivant M. Gay-Lussac. Il est sans usages. *Préparation.* On mêle la soude avec l'iode, et on agit comme nous l'avons dit, p. 429, en parlant de celui de potasse.

Hydrosulfate. Il cristallise moins facilement que l'hydrosulfate de potasse ; du reste, son histoire est la même. *Préparation* (*voyez* § 265.).

Hydrophtorate neutre (fluate). Ce sel est un produit de l'art ; il est sous la forme de petits cubes ou d'octaèdres réguliers, à peu près aussi solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide, moins fusibles que le verre ; fondu, il est transformé en phtorure de potassium. Il est sans usages. *Préparation.* (*Voyez* § 269.).

On trouve dans le Groënland un produit que l'on a appelé *fluate d'alumine et de soude* (*cryolithe*), qui est sous la forme de masses translucides, d'un blanc laiteux et d'une cassure lamelleuse ; il est insoluble dans l'eau, mais ce liquide le rend transparent ; il est très fusible, et n'a point

d'usages. Ce corps paraît être formé de phtore, d'aluminium et de sodium.

De la poterie.

On donne le nom de *poterie* aux vases faits avec de la terre argileuse cuite. Toutes les poteries sont essentiellement formées d'alumine et de silice; quelques-unes d'entre elles contiennent de la chaux et du fer oxydé. Nous allons jeter un coup d'œil sur les diverses préparations générales que l'on fait subir aux terres à poterie, lorsqu'on veut en faire des vases. 1° On les lave pour en séparer les parties grossières, et surtout l'excès de silice. 2° On les mêle avec diverses espèces de terres ou de ciments pour en faire une pâte. 3° On laisse macérer la pâte, on la broie, on la corroie, c'est-à-dire, on l'étend en la comprimant et en la repliant sur elle-même plusieurs fois pour lui donner du liant et de l'homogénéité. 4° On fait les pièces. 5° On les cuit pour les rendre plus denses et plus dures. 6° On recouvre la plupart d'entre elles d'une couverte que l'on appelle *vernis*, et qui n'est autre chose qu'un verre métallique ou terreux, coloré ou incolore, transparent ou opaque et très fusible.

Nous allons suivre, dans l'exposition des particularités sur l'art du *potier*, le travail de M. Brongniart, directeur de la manufacture de porcelaine de Sèvres. Ce savant divise les poteries en deux classes : les *faïences* et les *porcelaines*. Les premières sont les poteries proprement dites, les terres de pipe et de grès; les secondes sont les porcelaines dures et tendres.

Faïence. Le caractère distinctif des faïences est d'avoir une pâte toujours opaque, et de se cuire convenablement sans éprouver de ramollissement. Cette classe comprend la faïence fine, appelée aussi *terre de pipe*, les creusets, les poteries rouges, les alcarazas ou vases à rafraîchir, les

faïences communes, et les grès. La *terre de pipe* est composée d'une argile liante, infusible, exempte de fer, ordinairement incolore, et de silex noir (pyromaque) broyé. Après avoir bien lavé ces deux matières, on fait une pâte avec un mélange de 4 parties d'argile et d'une partie de silex; on la fait sécher en la chauffant ou en la mettant dans des moules de plâtre bien sec qui a la faculté d'absorber l'humidité; on la pétrit fortement en faisant marcher dessus des ouvriers à pieds nus, puis en agissant comme pour la pâte de farine; on l'abandonne pendant plusieurs mois dans des caves humides, où elle s'altère, noircit et répand une odeur fétide. Ces opérations étant faites, on la façonne et on la cuit dans un four, en la faisant chauffer pendant quarante heures environ; on recouvre la pièce cuite d'un vernis composé de *minium*, ou plutôt de sulfure de plomb, de silice et d'un alcali fixe : pour cela, on fait fondre, dans le four à poterie, les matériaux qui composent ce vernis; on le pulvérise très finement et on le met dans l'eau, où il est suspendu à l'aide du mouvement et d'un peu d'argile; alors on plonge dans ce liquide trouble la pièce cuite, qui, étant poreuse, absorbe l'eau et une portion du vernis pulvérisé; on la retire de l'eau et on la reporte au feu pour faire fondre le vernis. Les *creusets de Hesse* sont formés de 2 parties de sable d'une moyenne grosseur, et d'une partie d'argile; ils résistent très bien aux changements de température et sont infusibles; cependant ils sont attaqués et dissous par les verres de plomb. On fait aussi des creusets avec 2 parties d'argile pure et une partie de ciment très cuit de cette même argile; ils résistent beaucoup plus à l'action des verres alcalins, à la fusion desquels ils servent. Les *poteries rouges* sont les petits pots à fleurs, les terrines et autres poteries communes, les vases étrusques, etc. Elles sont formées d'une argile ferrugineuse, lavée, broyée, et dégraissée par une quantité suffisante de sable ou de ciment de cette

même poterie. Lorsqu'elles sont destinées à contenir de l'eau, on les enduit intérieurement d'une couverte de verre de plomb pour que le liquide ne passe pas à travers leurs pores; on applique souvent sur leur surface externe des couleurs métalliques, qu'il suffit de faire fondre. *Alcarazas* ou vases à rafraîchir. On les prépare avec une argile rendue poreuse et perméable par une grande quantité de sable, ou par une très légère cuisson; le sel commun n'est pas nécessaire; le degré de chaleur convenable pour les cuire n'est même pas suffisant pour volatiser ce sel. Les *faïences communes* sont composées de 3 parties d'une argile souvent ferrugineuse, quelquefois calcaire, et de 2 parties d'un sable contenant de l'oxyde de fer, un peu d'argile et quelquefois même de la chaux. La pâte qui constitue les *pipes* est la même que celle des faïences fines; mais elle est moins cuite et sans couverte. Les *grès* sont des faïences à pâte compacte, assez bien cuites pour n'être point rayées par le fer, et qui ne reçoivent pas ordinairement de couverte de plomb (Brongniart); ils sont formés d'une argile très plastique et fine, peu ferrugineuse, contenant naturellement une assez grande quantité de sable fin, et ne renfermant presque point de chaux.

Porcelaines. Le caractère essentiel des porcelaines est d'avoir une pâte qui se ramollit en cuisant et qui acquiert une certaine demi-transparence. On connaît deux espèces de porcelaine : l'une est dure, l'autre est tendre; la première jouit des caractères que nous venons d'indiquer : elle est formée de kaolin, espèce de sable argileux, infusible, conservant au plus grand feu sa couleur blanche, et d'un fondant appelé *pétunzé*, sorte de roche feldspathique, quartzeuse, composée de silice et de chaux. La porcelaine tendre a une pâte plus vitreuse, plus transparente, plus fusible, mais moins dure et moins fragile; elle est formée d'une frite vitreuse, rendue opaque et moins fusible par

l'addition d'une argile marneuse très calcinée ; son vernis est composé de silice, d'alcali et de plomb. (*Voyez*, pour les détails des diverses opérations, l'article *Argile*, de M. Brongniart, *Dictionnaire des Sciences naturelles*, tome III.)

De l'ammoniaque (*hydrogène azoté*).

L'ammoniaque (*alcali volatil* des anciens chimistes) ne se trouve jamais pure dans la nature ; on la rencontre souvent combinée avec des acides, dans l'urine de l'homme, dans les excréments des chameaux, dans les produits de la putréfaction d'un très grand nombre de substances animales, enfin dans quelques mines d'alun. Séparée par l'art des composés qui la renferment, l'ammoniaque se présente à l'état gazeux (1).

333. Le *gaz ammoniac* est incolore, doué d'une odeur forte, pénétrante, qui le *caractérise*(*propriété essentielle*), et d'une saveur assez caustique ; il est beaucoup plus léger que l'air ; sa pesanteur spécifique est de 0,5912 ; il *verdit le sirop de violettes* avec beaucoup d'énergie (*propriété essentielle*) ; il éteint les corps enflammés. Le gaz ammoniac parfaitement sec ne se congèle pas par un froid de 48°—0. Si, après l'avoir bien desséché au moyen du chlorure de calcium (muriate de chaux), on le fait passer dans un tube de porcelaine chauffé au-dessus du rouge-cerise, verni intérieurement, luté extérieurement, et qui ne renferme

(1) Quelques chimistes ont pensé que l'ammoniaque est formée d'oxygène et d'un métal particulier qu'ils ont appelé *ammonium*, et ont proposé de la ranger parmi les oxydes métalliques : cette opinion est loin d'être généralement reçue, parce qu'elle n'est pas appuyée sur des preuves décisives. Si nous faisons ici l'histoire de ce produit, c'est parce qu'il jouit de propriétés alcalines, comme la potasse et la soude.

dans sa capacité aucun fragment de bouchon, une très petite quantité du gaz se décompose et donne du gaz hydrogène et du gaz azote. Si le tube de porcelaine renferme dans son intérieur des fils métalliques de fer, de cuivre, d'argent, de platine ou d'or, le gaz ammoniac se décompose en totalité ou en grande partie; la portion décomposée est également transformée en hydrogène et en azote dans le rapport de 3 à 1 en volume, et l'expérience prouve, 1° que le poids des métaux employés n'augmente ni ne diminue s'ils sont purs; 2° que le fer et le cuivre jouissent de cette propriété à un plus haut degré que les autres, puisqu'il faut huit fois plus de platine que de fer pour produire le même effet; 3° que plusieurs d'entre eux changent de propriétés physiques: le fer, par exemple, et le cuivre deviennent cassants; 4° qu'il ne se forme aucun composé solide ni liquide; 5° enfin, que leur action est d'autant plus grande que la température est plus élevée. Quelle est l'action exercée dans cette circonstance par les métaux? On l'ignore; mais il est probable qu'ils favorisent la décomposition du gaz en augmentant la surface; l'on sait effectivement que cette décomposition s'opère à merveille en substituant aux métaux du sable, des fragments de cailloux, de porcelaine, etc.; ou bien en faisant passer le gaz à travers cinq ou six tubes longs, dont l'intérieur est parfaitement poli, et ne contient aucun corps étranger; on pense, en outre, que ces différents corps métalliques cèdent au gaz ammoniac le calorique nécessaire pour séparer ses éléments.

Lumière. Le pouvoir réfringent de ce gaz est de 1,309 (Dulong). En faisant passer, au moyen de la bouteille de Leyde, deux ou trois cents décharges *électriques* à travers une petite quantité de gaz ammoniac, on le décompose en gaz hydrogène et en gaz azote.

334. A la température ordinaire, le gaz *oxygène* n'agit point sur lui; mais si on chauffe le mélange au moyen d'une bougie allumée ou d'une étincelle électrique, il est

décomposé; l'oxygène s'empare de son hydrogène pour former de l'eau; une petite partie du gaz azote s'unit aussi avec l'oxygène et produit de l'acide nitrique; mais la majeure partie du gaz azote est mise à nu. L'*hydrogène* est sans action sur le gaz ammoniac. On ignore comment le *bore* agit sur lui. Une mesure de *charbon* de buis en absorbe 90 mesures à la température ordinaire; mais si le charbon est rouge, il le décompose et donne naissance à du gaz hydrogène carboné, à du gaz azote et à du gaz acide hydro-cyanique ou prussique (acide formé d'hydrogène, de carbone et d'azote). Si l'on fait arriver dans un tube de porcelaine, chauffé jusqu'au rouge, du gaz ammoniac et du *soufre* en vapeur, celui-ci le décompose également, et il en résulte, 1° un mélange de gaz hydrogène et de gaz azote; 2° un composé d'acide hydro-sulfurique (hydrogène + soufre) et d'ammoniaque non décomposée; 3° ce dernier composé contenant du soufre.

335. Si l'on met en contact de l'*iode* et du gaz ammoniac parfaitement secs, on obtient sur-le-champ un liquide visqueux, d'un aspect métallique, qui est de l'iodure d'ammoniaque; cet iodure ne tarde pas à s'emparer d'une nouvelle quantité de gaz ammoniac, et donne naissance à un liquide moins visqueux, d'un rouge brun, qui est un iodure avec excès d'ammoniaque. Aucun des deux n'est détonant; mais si on les verse dans l'eau, on obtient de l'*iodure d'azote* sous la forme d'une poudre fulminante, et de l'hydriodate d'ammoniaque.

Théorie. Nous pouvons représenter les élements de l'iodure d'ammoniaque par

Ammoniaque	+	hydrogène	+	azote (1)
		iode	+	iode
		Acide hydriodique.		Iodure d'azote.

(1) Il est indifférent de représenter l'ammoniaque par ce

L'eau détermine la décomposition d'une portion d'ammoniaque; l'hydrogène provenant de cette décomposition s'unit à une partie de l'iode, et donne naissance à de l'acide hydriodique, qui s'empare de l'ammoniaque non décomposée pour former l'hydriodate, tandis que l'autre portion d'iode se combine avec l'azote qui résulte de la décomposition de l'ammoniaque, et produit l'iodure d'azote.

Cet iodure, desséché, détone spontanément; il détone même lorsqu'il est humide ou qu'il est sous l'eau, pourvu qu'on le presse légèrement : ces détonations sont accompagnées de lumière que l'on aperçoit très bien dans l'obscurité. Il est aisé de concevoir, d'après ce que nous venons de dire, qu'on doit former cet iodure avec facilité en versant sur l'iode de l'ammoniaque liquide. (Note de M. Collin, *Annales de Chimie*, tome XCI.)

Si l'on introduit quelques bulles de *chlore* gazeux dans une cloche presque pleine de gaz ammoniac parfaitement sec, disposée sur la cuve à mercure, celui-ci est rapidement absorbé et décomposé en partie; il y a dégagement de calorique et de lumière; l'hydrogène de la portion de gaz ammoniac décomposée forme avec le *chlore* de l'acide hydroclorique, qui, se combinant dans le même instant avec l'ammoniaque non décomposée, donne naissance à des *vapeurs blanches, épaisses*, d'hydrochlorate d'ammoniaque; l'azote provenant du gaz ammoniac décomposé est mis à nu et reste dans la cloche. On obtient les mêmes produits si l'on met ensemble l'ammoniaque et le *chlore*, l'un et l'autre à l'état liquide : seulement, dans ce cas, il n'y a aucun dégagement de lumière, et l'hydrochlorate d'ammoniaque reste en dissolution dans l'eau. Enfin on peut déterminer cette décomposition, et la formation des mêmes

---

nom, ou par ses éléments *hydrogène* + *azote* ; il l'est également de représenter la quantité d'iode qui se trouve dans l'iodure d'ammoniaque par iode + iode.

produits, en faisant passer du chlore gazeux à travers un flacon plein d'ammoniaque liquide; et pour peu que le lieu soit obscur, on aperçoit un dégagement de lumière assez marqué. L'*azote* est sans action sur le gaz ammoniac.

Exposé à l'*air*, ce gaz ne subit aucune altération à froid et ne répand point de vapeurs, quoiqu'il soit excessivement soluble dans l'eau. Si la température est élevée, on observe les mêmes phénomènes que ceux que produit sur lui le gaz oxygène, mais à un degré plus faible. L'*eau*, à la température et à la pression ordinaires, peut en dissoudre 430 fois son volume, ce qui fait à peu près le tiers de son poids. On peut prouver cette grande solubilité du gaz ammoniac par les moyens employés pour prouver celle du gaz acide hydro-chlorique. (*Voyez* page 253.) Il est aisé de prévoir qu'un morceau de glace doit être liquéfié par ce gaz aussi vite que par des charbons ardents. L'ammoniaque liquide, connue sous le nom d'*alcali volatil*, d'*alcali fluor*, d'*esprit de sel ammoniac*, est incolore; son odeur, sa saveur et son action sur le sirop de violettes sont les mêmes que celles du gaz. Si elle est très concentrée, on peut la solidifier et l'obtenir cristallisée en aiguilles, en la soumettant à un froid de 56°—0 (Vauquelin); chauffée, elle laisse dégager presque tout le gaz, et s'affaiblit; sa pesanteur spécifique est de 0,9054 lorsqu'elle est formée de 25,37 de gaz ammoniac et de 74,63 parties d'eau; elle est, au contraire, de 0,9713 si le gaz ammoniac dissous n'est que 7,17, et l'eau 92,83.

L'action de l'oxyde de *carbone* et de l'oxyde de *phosphore* sur ce gaz est inconnue. Le *protoxyde* et le *deutoxyde d'azote* le décomposeraient probablement à une température élevée.

Les *acides* précédemment étudiés peuvent se combiner tous avec l'ammoniaque, et donner naissance à des produits qui, par leur analogie avec ceux qui sont formés d'un

acide et d'un oxyde métallique, portent le nom de *sels*. M. Gay-Lussac a prouvé que les combinaisons du gaz ammoniac avec les acides gazeux avaient lieu dans des rapports très simples, comme il est aisé de s'en assurer par l'inspection du tableau suivant que nous avons extrait de l'ouvrage de M. Thénard.

SUBSTANCES.	PROPORTIONS EN VOLUMES.		PROPORTIONS EN POIDS.		
	GAZ. ammon.	ACIDE.	GAZ amm.	ACIDE.	
Hydrochlorate d'ammoniaque.	100	100	100	215,86	M. Gay-Lussac. *Mémoires d'Arcueil*, t. II.
Carbonate d'ammoniaque neutre.	100	100	100	254,67	
Sous-carb. d'amm.	100	50	100	127,53	
Fluoborate d'am.	100	100	100	397,36	
Sous-fluoborate d'ammoniaque.	100	50	100	198,68	M. John Davy (*Ann. de Chimie*, t. LXXXVI.)
Autre sous-fluoborate d'amm.	100	33,33	100	132,45	
Fluate d'am. silic.	100	50	100	299,48	
Carbo muriate d'ammoniaque.	100	25	100	143,58	
Sulfite d'ammon.	100	50 (deuto.	100	188,98	M. Thénard.
Nitrate d'ammoniaque neutre.	100	100 d'azo. 50 gaz oxyg.	100	266,55	

Usages et mode d'action. On emploie l'ammoniaque comme réactif dans les laboratoires. Son action sur l'économie animale est des plus meurtrières; elle enflamme for-

tement les tissus avec lesquels on la met en contact, et paraît agir comme un puissant stimulant du système nerveux. Respiré à l'état de gaz, ou introduit dans l'estomac, ce corps ne tarde pas à développer des symptômes inflammatoires et nerveux qui sont bientôt suivis de la mort, s'il a été employé en assez grande quantité et à un certain degré de concentration. Son action est beaucoup moins vive lorsqu'on le prend affaibli : dans ce cas, il augmente la chaleur générale, la fréquence du pouls et la transpiration ; il provoque la sueur, et fait souvent reparaître des phlegmasies qui étaient supprimées. Les médecins peuvent, par conséquent, s'en servir avec succès lorsqu'il est administré avec prudence. Tantôt on l'introduit dans l'estomac, tantôt on l'applique à l'extérieur, tantôt enfin on l'emploie à l'état de gaz. On le fait prendre *intérieurement* dans certaines fièvres dites putrides accompagnées d'affaissement, afin de déterminer la crise par les sueurs ; dans certaines fièvres ataxiques lentes, dans les maladies éruptives rentrées ou dans celles dont l'éruption est difficile, dans les affections rhumatismales lentes, dans les piqûres des divers reptiles et insectes venimeux ; on l'associe, suivant l'indication que l'on veut remplir, à des potions toniques ou sudorifiques, et on en met 20 ou 30 gouttes dans 5 ou 6 onces de potion que l'on fait prendre par cuillerées : il vaudrait mieux, attendu la grande volatilité de ce médicament, ne le mêler à la potion qu'au moment où le malade doit en prendre une cuillerée. On l'applique à l'*extérieur* dans les brûlures récentes, afin d'empêcher l'inflammation et les phlyctènes de se développer ; dans plusieurs maladies lentes des muscles, des glandes lymphatiques ; dans le rhumatisme chronique ; dans les engorgements laiteux des mamelles qui ne sont pas anciens ; dans la gale, les dartres, l'œdème. On l'injecte quelquefois dans le vagin pour exciter la membrane muqueuse, et rappeler une phlegmasie locale supprimée : dans ces circonstances, on emploie l'ammoniaque

liquide étendue d'eau, ou bien un liniment préparé avec une partie d'ammoniaque et 10 d'huile; ou bien enfin, on se sert de sachets remplis d'une poudre composée de 3 parties de chaux et d'une de sel ammoniac, mélange dont il se dégage de l'ammoniaque. On fait usage de ce médicament liquide concentré pour brûler les morsures des reptiles venimeux et les piqûres de certains insectes. A l'état de *gaz*, il a été employé dans l'amaurose imparfaite, sous la forme de fumigations; on le fait respirer dans la syncope, l'asphyxie, pour prévenir les attaques d'épilepsie, etc. En général, dans la plupart des cas, il suffit d'approcher du nez un flacon contenant de l'ammoniaque liquide, et il faut suspendre l'emploi de ce médicament aussitôt que le malade revient à lui-même, crainte d'enflammer, par l'action trop prolongée du caustique, la membrane muqueuse pulmonaire.

Composition. Lorsqu'on décompose 100 parties en volume de gaz ammoniac par l'étincelle électrique, on obtient 150 parties de gaz hydrogène et 50 de gaz azote en volume : le gaz ammoniac est donc formé de 3 volumes d'hydrogène, et d'un volume d'azote condensés de manière à ne former que deux volumes : en déterminant le poids de ces volumes d'après la pesanteur spécifique des deux gaz, on trouve le gaz ammoniac formé de 100 parties d'azote et de 21,41 d'hydrogène en poids. Si on admet, avec M. Thomson, que ce corps est formé de 3 atomes d'hydrogène (qui pèsent 0,375), et d'un atome d'azote, dont le poids est 1,75, on le trouvera composé de 100 d'azote et de 21,42 d'hydrogène en poids.

Poids d'un atome d'ammoniaque. Il est de 2,125, somme du poids d'un atome d'azote et de trois atomes d'hydrogène.

Préparation. On introduit dans une petite fiole munie d'un tube recourbé, parties égales de chaux vive et d'hydrochlorate d'ammoniaque, ou mieux encore de sulfate

d'ammoniaque torréfié, réduits en poudre séparément, et mêlés : le gaz se dégage de suite, et on le recueille sous des cloches remplies de mercure, après avoir laissé passer les premières portions, qui sont mêlées d'air. On doit, pour hâter le dégagement de l'ammoniaque, élever un peu la température du mélange; il reste dans la fiole de l'hydrochlorate ou du sulfate de chaux (1), d'où il suit que la chaux s'empare de l'acide du sel ammoniacal. Le gaz ammoniac obtenu n'est pur qu'autant qu'il est entièrement dissous par l'eau. On peut préparer l'ammoniaque *liquide* avec l'appareil décrit à l'article *Chlore* (*voy.* pl. 9, fig. 57), pourvu que l'on substitue au matras *D* une cornue de grès disposée sur la grille d'un fourneau à réverbère contenant le mélange de parties égales de sel ammoniacal et de chaux; que de cette cornue parte un tube de sûreté large qui plonge dans la petite quantité d'eau du flacon *F*. On chauffe graduellement la cornue jusqu'au rouge ; le gaz se dégage et se dissout dans l'eau distillée des flacons *F*, *A*, *B*, etc. ; l'ammoniaque obtenue dans le premier vase *F* est coloré par une matière huileuse qui se trouve dans le sel ammoniac employé, et ne doit pas être mêlée avec celle des autres flacons.

Des sels ammoniacaux.

336. Les sels ammoniacaux étant les seuls du règne inorganique qui ne soient pas composés d'un acide et d'un oxyde métallique, devraient faire une classe à part : cependant nous les rangeons ici, pour ne pas interrompre la série des sels formés par les *alcalis*, et pour nous confor-

(1) On obtiendrait du chlorure de calcium si l'on avait fortement chauffé, et que l'on eût employé l'hydrochlorate d'ammoniaque.

mer à l'usage généralement reçu de faire leur histoire après celle des sels de potasse et de soude.

Les sels ammoniacaux sont, en général, solubles dans l'eau; leurs dissolutions ne sont pas précipitées par les sous-carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque, ni par les hydrosulfates, ni par l'hydrocyanate ferruré de potasse; comme ceux à base de potasse, ils sont tous précipités en jaune serin par l'*hydrochlorate de platine* (*voy*. § 323); ils se troublent aussi comme eux lorsqu'on les agite avec une dissolution concentrée de sulfate acide d'alumine et forment de l'alun; *triturés avec de la potasse, de la soude, de la chaux, de la baryte ou de la strontiane, ils sont décomposés, et laissent dégager du gaz ammoniac, facile à reconnaître à son odeur*. Qnelques-uns d'entre eux sont très volatils; mais la majeure partie sont décomposés par le feu. M. Gay-Lussac a prouvé, dans ces derniers temps, que l'hydrochlorate, le sulfate, le phosphate et le borate d'ammoniaque pouvaient rendre les tissus incombustibles sans altérer leurs qualités. (*Ann. de Ch. et de Phys.*, tome XVIII.)

Sous-borate. Il est constamment le produit de l'art; il a une saveur âcre, piquante, urineuse; il verdit le sirop de violettes; on peut l'obtenir cristallisé; ces cristaux brunissent à l'air et perdent leur forme; ils se décomposent à une chaleur rouge et laissent dégager toute l'ammoniaque; ils se dissolvent beaucoup mieux dans l'eau chaude que dans l'eau froide. Ce sel est sans usages. *Préparation*. Premier procédé. § 228.

Sous-carbonate (alcali volatil concret, sel volatil d'Angleterre, *sesqui-carbonate d'ammoniaque*). On ne le trouve que dans certaines matières animales pourries; il se développe quelquefois dans l'urine soumise encore à l'influence de la vie: nous avons vu, chez deux individus atteints d'ictère symptomatique, cette liqueur excrémentitielle, loin d'être acide, contenir du sous-carbonate d'am-

moniaque au moment même où elle était rendue. Ce sel est solide et sous la forme de petits cristaux qui imitent, en se réunissant, les feuilles de fougère ou les barbes d'une plume ; il a une saveur caustique, piquante, urineuse ; son odeur est ammoniacale ; il verdit le sirop de violettes ; il est tellement volatil qu'il se transforme en gaz lorsqu'on l'expose à l'air à la température ordinaire, et, à plus forte raison, lorsqu'on le chauffe dans une cornue, ou qu'on cherche à le dissoudre dans de l'eau bouillante ; d'où il suit qu'il ne peut être dissous dans ce liquide à la température de l'ébullition. Deux parties d'eau à 10° en dissolvent une partie, et beaucoup plus si elle est à 40° ; cette solution, évaporée avec ménagement, fournit des cristaux octaédriques ; elle peut absorber du gaz acide carbonique et se transformer en carbonate ; elle dissout à merveille les sous-carbonates d'yttria et de glucine, et les laisse précipiter lorsqu'on la fait bouillir. Il est formé d'un atome et demi d'acide (4,125), d'un atome d'ammoniaque (2,125), et d'un atome d'eau (1,125). On emploie ce sous-sel comme réactif. Son action sur l'économie animale est à peu près la même que celle de l'ammoniaque, excepté qu'elle est moins forte. Peyrilhe le regardait à tort comme un puissant antisyphilitique ; on l'a employé dans ces derniers temps avec succès dans le croup ; tantôt on l'a fait respirer pour provoquer la toux, tantôt on l'a appliqué au cou comme rubéfiant, tantôt enfin on l'a administré à l'intérieur. M. Réchou, qui s'en est servi souvent dans cette maladie, fait prendre de temps en temps, et par cuillerées, un sirop préparé avec une partie de ce sel et 24 parties de sirop de guimauve ; il administre en outre une tisane adoucissante ou de l'eau de chiendent pour étancher la soif, et il évite avec raison l'emploi des acides, qui décomposeraient le sous-carbonate. Indépendamment de ces boissons, M. Réchou applique, sur les parties latérales et antérieure du cou, un mélange fait avec un gros de sous-carbonate

d'ammoniaque et deux onces de cérat; il met sur cet onguent un sachet de cendre chaude, et il le renouvelle toutes les quatre heures : la peau se couvre de boutons; on éprouve un sentiment de prurit et de cuisson pendant deux ou trois jours; l'épiderme se détache et tombe promptement en desquamation. En général, on ne doit donner à la fois que 6, 8 ou 10 grains de sous-carbonate d'ammoniaque à l'intérieur; car il agit comme un violent poison lorsqu'il est imprudemment administré. *Préparation.* On introduit un mélange pulvérulent d'une partie d'hydrochlorate d'ammoniaque, ou, ce qui est plus économique, de sulfate d'ammoniaque torréfié, et d'une partie et demie de carbonate de chaux dans une cornue de grès lutée, à laquelle on adapte un long récipient en verre ou en terre, et qui est placée dans un fourneau à réverbère. On remarque, en chauffant la cornue, que les deux sels se décomposent : l'acide carbonique forme avec l'ammoniaque du sous-carbonate volatil qui se dégage sous la forme de vapeurs blanches, et dont on facilite la condensation dans le ballon en entourant celui-ci de linges mouillés ; la chaux s'unit avec l'acide du sel ammoniacal employé, en sorte qu'il reste dans la cornue ou du sulfate de chaux, ou du chlorure de calcium. (*V.* la note de la p. 459). Le sous-carbonate obtenu sera d'autant plus blanc, que le sel ammoniacal employé sera moins coloré. Un kilogramme de sel ammoniac peut fournir 7 à 800 grammes de sous-carbonate d'ammoniaque.

Carbonate. Il est constamment le produit de l'art; il est inodore, suivant M. Berthollet; du reste, son histoire est la même que celle des carbonates de soude et de potasse. Il est sans usages. *Préparation.* On l'obtient comme le carbonate de potasse. (*V.* p. 415.)

Phosphate. On le trouve dans l'urine de l'homme, combiné avec le phosphate de soude; dans certains calculs vésicaux, uni au phosphate de magnésie; enfin dans les concrétions intestinales des animaux. Il cristallise en pris-

mes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces, ou en aiguilles; sa saveur est salée, piquante et urineuse; il est inodore; il verdit le sirop de violettes; il est décomposé par le feu en ammoniaque qui se dégage, et en acide phosphorique qui se vitrifie si la température est assez élevée; cependant ce verre retient toujours un peu d'ammoniaque. Il est inaltérable à l'air; quatre parties d'eau froide suffisent pour le dissoudre; l'eau bouillante le dissout mieux. On l'emploie en minéralogie comme fondant; il sert aussi dans la fabrication des pierres précieuses artificielles. *Préparation.* On l'obtient comme le phosphate de potasse. (*V.* p. 415.)

Sous-phosphate. Ce sel, décrit pour la première fois par M. Planche, cristallise en octaèdres réguliers; il est inodore; il a une saveur salée et piquante; il exige son poids d'eau froide pour se dissoudre; le *solutum* précipite le sublimé corrosif en blanc. Le précipité était connu autrefois sous le nom de *muriate de mercure ammoniacal.* Il suffit, pour obtenir le sous-phosphate dont nous parlons, d'ajouter du sous-carbonate d'ammoniaque concret à une solution de phosphate d'ammoniaque neutre.

Phosphate ammoniaco-magnésien. Il se trouve dans quelques calculs de la vessie de l'homme, où il est souvent parfaitement cristallisé. Il est insipide, presque insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air et décomposable au feu. Il est sans usages.

Phosphate ammoniaco de soude (sel microcosmique). Il existe dans l'urine, verdit le sirop de violettes, se dissout très bien dans l'eau, et peut être obtenu cristallisé; il s'effleurit à l'air, perd l'ammoniaque et se transforme en phosphate acidule de soude. Il est sans usages.

Phosphite. Il est constamment le produit de l'art, très soluble dans l'eau et sans usages (Dulong).

Hypophosphite. On ne le trouve jamais dans la nature. Il est excessivement soluble dans l'eau et dans l'al-

cool très rectifié. Il est sans usages. *Préparation.* (*Voyez* § 238.)

Sulfate (sel ammoniacal secret de Glauber). On ne le trouve qu'en petite quantité, combiné avec le sulfate d'alumine. Il cristallise en petits prismes hexaèdres, terminés par des pyramides à six faces, ou en lames, ou en filaments soyeux, ou en aiguilles, d'une saveur très amère et très piquante; chauffé, il décrépite légèrement; il éprouve ensuite la fusion aqueuse, perd une portion d'ammoniaque et se transforme en sulfate acide; à une chaleur voisine du rouge cerise, il se décompose complétement, et ne donne que des produits volatils; il se dégage du gaz azote, de l'eau formée aux dépens d'une portion de l'oxygène de l'acide sulfurique, et de l'hydrogène de l'ammoniaque, et des vapeurs blanches de sulfite acide d'ammoniaque. Il est inaltérable à l'air, à moins que celui-ci ne soit très humide : dans ce cas, il se ramollit un peu. Il se dissout dans deux parties d'eau à 15°, et beaucoup plus dans celle qui est bouillante. On l'emploie, dans le commerce, pour obtenir l'alun. *Préparation.* Il ne doit jamais être préparé avec l'acide et de l'ammoniaque concentrés, parce qu'il y a élévation de température, et la liqueur est projetée. On doit décomposer le sous carbonate d'ammoniaque par l'acide sulfurique affaibli. On se le procure en grand en faisant filtrer le sous-carbonate d'ammoniaque provenant de la distillation des matières animales à travers du sulfate de chaux réduit en poudre fine, et placé dans des tonneaux dont le fond est percé d'un trou, que l'on peut boucher à volonté; les deux sels se décomposent, et il se forme du sulfate d'ammoniaque soluble qui s'écoule, et du carbonate de chaux qui reste dans le tonneau : la dissolution est évaporée jusqu'à ce qu'elle cristallise.

Sulfate ammoniaco de soude. Il cristallise régulièrement, n'éprouve aucune altération à l'air, et décrépite légèrement

lorsqu'on l'expose au feu ; sa saveur est un peu piquante et amère (Link).

Sulfate ammoniaco de potasse. Suivant Link, on peut obtenir ce sel en saturant le sur-sulfate de potasse par l'ammoniaque. Il est en lames brillantes, d'une saveur amère, inaltérables à l'air.

Sulfate ammoniaco-magnésien. Il est constamment le produit de l'art ; il cristallise ordinairement en octaèdres d'une saveur âcre et amère; il est inaltérable à l'air, soluble dans l'eau, mais moins que chacun des sels dont il est composé; il éprouve, lorsqu'on le chauffe, la fusion aqueuse, et se décompose ensuite. Il est sans usages.

De l'alun. La composition de l'alun varie : tantôt ce sel est un *sulfate acide d'alumine et de potasse*, tantôt un *sulfate acide d'alumine et d'ammoniaque*, tantôt enfin, et le plus souvent, un *sulfate acide d'alumine, de potasse et d'ammoniaque*: dans ce dernier cas, il constitue véritablement un *sel triple ;* cette diversité dans sa composition nous engage à lui conserver le nom d'*alun* (1). On ne le rencontre guère tout formé qu'en dissolution dans certaines eaux minérales et aux environs des volcans, principalement à la Solfatara; mais on trouve très abondamment du *sous-sulfate d'alumine et de potasse;* il constitue des collines entières à la Tolfa, près de Civita-Vecchia, et à Piombino.

L'alun cristallise en octaèdres réguliers, transparents, incolores, et légèrement efflorescents; quelquefois aussi on l'obtient en cubes : il porte alors le nom d'*alun cubique :* ce phénomène paraît dépendre de ce qu'on a mis un excès de potasse dans le liquide qui a cristallisé. L'alun octaé-

(1) Suivant le docteur Ficinus, l'alun fibreux qui se trouve dans les couches de houille de Tschermig serait à base de magnésie : ce résultat a besoin d'être confirmé.

drique a une saveur douceâtre et très astringente ; il rougit l'*infusum* de tournesol. Chauffé, il fond très facilement dans son eau de cristallisation, et donne une masse connue autrefois sous le nom d'*alun de roche*. Si la température est plus élevée, il se boursoufle, perd son eau et devient opaque : il constitue alors l'*alun calciné* ou *brûlé*, que l'on emploie quelquefois comme corrosif, et qui, étant plus fortement chauffé, se décompose et donne du gaz oxygène, du gaz acide sulfureux, de l'alumine et du sulfate de potasse si l'alun est à base de potasse; au contraire, il ne laisse que de l'alumine s'il est à base d'ammoniaque, phénomène dont on se rendra facilement compte en se rappelant que le sulfate d'ammoniaque est entièrement transformé par la chaleur en produits volatils. (Voyez *Sulfate d'ammoniaque*.) L'alun se dissout dans quatorze ou quinze fois son poids d'eau à 15°, tandis qu'il n'exige pas même son poids d'eau bouillante; s'il est à l'état d'alun calciné, il resiste long-temps à l'action de l'eau. Chauffé jusqu'au rouge avec du *charbon* très divisé, l'alun à base de potasse se décompose et se transforme en une matière connue depuis long-temps sous le nom de *pyrophore de Homberg*. Si on fait bouillir une dissolution d'alun avec de l'alumine pure, il se précipite une poudre blanche insipide, insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air et incristallisable, qui est connue sous le nom d'*alun saturé de sa terre*. L'alun a de nombreux usages : on s'en sert souvent comme mordant dans la teinture; il rend le suif plus dur, propriété qui le fait rechercher par les chandeliers; il est employé pour passer les peaux et les préserver des vers, etc. Il doit être regardé comme un excellent astringent dont on peut tirer parti dans les hémorrhagies abondantes, continues et passives, principalement dans celles de l'utérus; dans les écoulements atoniques muqueux et séreux; on l'administre à l'intérieur depuis un jusqu'à 8 grains par jour, associé à quelque extrait astringent ou dans une potion, et on aug-

mente la dose jusqu'à un demi-gros, un gros, etc. Les pilules *teintes anti-hémorrhagiques* d'Helvétius sont composées d'alun et de sang-dragon. On emploie quelquefois l'alun en injection; il entre dans la composition de certains gargarismes toniques propres à raffermir les gencives et à faire cesser les angines catarrhales et atoniques; il fait aussi partie de quelques collyres.

Préparation. On prépare ce sel par plusieurs procédés.

1° A la Solfatara, où l'on trouve des terrains qui contiennent de l'alun tout formé et effleuri, on traite ces terrains par l'eau, qui dissout le sel : il suffit d'évaporer lentement le liquide dans des chaudières de plomb pour en obtenir des cristaux.

2° Lorsque la mine est pierreuse, insoluble dans l'eau, et formée de sous-sulfate de potasse et d'alumine, de silice et d'un peu d'oxyde de fer, comme à la Tolfa, à Piombino, etc., on la fait chauffer dans des fours à une température qui n'est ni trop forte ni trop faible, et on l'expose à l'air pendant trente ou quarante jours, en ayant soin de l'arroser souvent pour en opérer la division, et la transformer en une espèce de bouillie; passé ce temps, on la traite par l'eau chaude; on fait évaporer la liqueur, et on obtient de très beaux cristaux d'alun. On peut, pour concevoir ce qui se passe dans cette opération, regarder la mine dont on se sert comme formée d'alun avec excès de potasse et d'alumine, plus, de silice et d'oxyde de fer : par la calcination, ces deux dernières substances se combinent avec l'excès de potasse et d'alumine, et forment une masse insoluble dans l'eau; alors l'alun seul est dissous par ce liquide.

3° Si la mine est composée de sulfure de fer et d'argile (terre dans laquelle on trouve une assez grande quantité d'alumine), on a recours à un procédé particulier à l'aide duquel on obtient à la fois de l'alun et de la couperose verte (sulfate de protoxyde de fer) : ce procédé est mis

en usage dans les départements de l'Oise, de l'Aisne, de l'Aveyron et de l'Ourthe. On expose la mine à l'air; on l'humecte légèrement, et on la laisse pendant un an; au bout de ce temps, elle se trouve presque entièrement transformée en sulfate de protoxyde de fer et en sulfate acide d'alumine, changement qui annonce que l'oxygène de l'air a fait passer le soufre à l'état d'acide sulfurique, et le fer à l'état d'oxyde. On la traite par l'eau, qui dissout les deux sels; on fait évaporer le liquide dans des chaudières de plomb, et l'on obtient des cristaux de *sulfate de protoxyde de fer;* le sulfate acide d'alumine, déliquescent et difficilement cristallisable, reste dans la liqueur. On le fait chauffer avec du sulfate de potasse ou d'ammoniaque en poudre, qui le transforment en *alun* que l'on obtient cristallisé; il faut faire dissoudre et cristalliser de nouveau cet alun si on veut l'avoir bien pur. Les eaux mères, qui contiennent encore une certaine quantité de ces deux sels, sont évaporées et traitées de nouveau par le sulfate d'ammoniaque ou de potasse pour en obtenir une nouvelle portion d'alun et de couperose.

La mine que l'on a fait effleurir à l'air, et dont on a séparé ces sels par l'eau, contient encore un peu de sulfure de fer et beaucoup d'argile; on y met le feu; le soufre passe à l'état d'acide sulfurique, qui se porte tout entier sur l'alumine, en sorte que l'on obtient une nouvelle quantité de sulfate acide d'alumine, avec lequel on peut faire de l'alun, au moyen du sulfate de potasse ou du sulfate d'ammoniaque.

Si la mine dont on se sert, au lieu de contenir du sulfure de fer et de l'argile, est composée de ce sulfure et de schistes très compacts, on est obligé, après l'avoir laissée à l'air pendant un mois, de la faire griller en la mêlant avec du bois auquel on met le feu: par ce moyen, le soufre se trouve transformé en acide sulfureux qui se dégage, et en acide sulfurique qui s'unit à l'alumine; une portion de ce

sulfate se combine avec la potasse du bois, et donne l'alun; l'autre portion reste à l'état de sel simple. On traite le produit grillé par l'eau chaude, qui dissout l'alun et le sulfate d'alumine; on fait évaporer pour obtenir l'alun cristallisé, et on verse dans l'eau mère du sulfate de potasse ou d'ammoniaque qui transforment le sulfate d'alumine en alun : tel est le procédé que l'on suit à Liége.

4° On peut aussi se procurer de l'alun en faisant calciner des argiles qui contiennent une petite quantité de carbonate de chaux et de fer : en effet, par la calcination, l'oxyde de fer se trouve porté au *summum* d'oxydation, et devient presque insoluble dans les acides faibles, en sorte que le produit, pulvérisé et chauffé avec de l'acide sulfurique étendu, donne une dissolution qui ne contient guère que du sulfate d'alumine, que l'on peut changer en alun au moyen du sulfate de potasse ou du sulfate d'ammoniaque. Si l'on veut obtenir de l'alun avec les résidus d'eau-forte préparée avec le nitre et l'argile, il suffit de les mettre en contact avec l'acide sulfurique : en effet, ces résidus contiennent de la potasse et de l'alumine. L'alun est d'autant plus estimé qu'il contient moins de sulfate de fer.

Du pyrophore de Homberg. Pour obtenir ce produit, on fait dessécher dans une cuiller de fer, à l'aide d'une douce chaleur, un mélange de 3 parties d'alun à base de *potasse*, et d'une partie de sucre, de mélasse, d'amidon ou de farine; on agite de temps en temps le mélange, et on le réduit en poudre lorsqu'il est parfaitement sec : dans cet état, il a une couleur brune et même noire, qu'il doit au charbon provenant de la décomposition de la matière végétale employée; on l'introduit dans un petit matras à long col luté extérieurement; ce matras est reçu dans un grand creuset d'argile rempli de sable, disposé dans un fourneau; on élève la température jusqu'au rouge; au bout de 20 ou 25 minutes, on voit paraître, à l'extrémité ou-

verte du matras, une flamme d'un blanc bleuâtre, due au gaz hydrogène carboné et au gaz oxyde de carbone, résultant de la décomposition des matières végétales. Lorsqu'au bout de 4 ou 5 minutes cette flamme cesse de se montrer, ou ne se montre plus que par intervalles, l'opération est terminée; on retire l'appareil du feu; on bouche le matras avec un bouchon de liége et on le laisse refroidir. Le pyrophore doit être soigneusément conservé à l'abri du contact de l'air.

Ce pyrophore paraît formé de soufre, de potassium, de potasse, d'alumine et de charbon; d'où il suit que l'acide sulfurique et une portion de potasse ont été décomposés par le charbon: l'alun à base d'ammoniaque ne fournit pas ce produit, comme Schéele l'a prouvé. Le *pyrophore* est solide, d'un brun jaunâtre ou noirâtre, suivant qu'il a été plus ou moins chauffé; sa saveur est analogue à celle des œufs pourris. Il est inaltérable à l'air sec; mais il *prend feu à la température ordinaire lorsqu'il est en contact avec l'air humide :* dans ce cas, le potassium s'empare de la vapeur aqueuse, la solidifie et brûle; alors le charbon et le soufre absorbent l'oxygène de l'air avec dégagement de calorique et de *lumière*, et se transforment en gaz acide carbonique, en gaz acide sulfureux et en acide sulfurique; ce dernier se combine même avec une portion d'alumine et de potasse, pour former de nouveau de l'alun. Traité par l'*eau*, le pyrophore est décomposé; le potassium est transformé en potasse, le sulfure de potassium est dissous (*voyez* § 283), tandis que le charbon et l'alumine restent à l'état pulvérulent. Le *pyrophore* n'est guère employé depuis que l'on a introduit l'usage des briquets phosphoriques et des allumettes oxygénées.

Sulfite. On ne trouve pas ce sel dans la nature; il cristallise en prismes hexaèdres terminés par des pyramides hexaèdres, ou en tables carrées avec des bords taillés en biseaux, d'une saveur fraîche, piquante, et comme sulfu-

reuse, s'humectant à l'air et se transformant rapidement en sulfate d'ammoniaque beaucoup moins déliquescent que le sulfite; il est soluble dans son poids d'eau à 12°, et beaucoup plus à la température de 100°; chauffé dans des vaisseaux fermés, il donne de l'eau, de l'ammoniaque, et passe à l'état de sulfite acide volatil; la magnésie le transforme, à la température ordinaire, en *sulfite ammoniaco-magnésien*. Ces deux sels sont sans usages. *Préparation.* (*Voy.* § 245.)

Iodate. Il n'existe pas dans la nature; on l'obtient sous la forme de petits cristaux grenus. Chauffé sur une plaque de fer, ou mis sur les charbons ardents, il détone avec sifflement, et donne une faible lumière violette et des vapeurs d'iode. Il est sans usages (Gay-Lussac). *Préparation.* (Deuxième procédé, § 228.)

Chlorate (muriate sur-oxygéné d'ammoniaque). Il est constamment le produit de l'art, et cristallise en aiguilles fines douées d'une saveur extrêmement piquante; il paraît être volatil. Chauffé, il se décompose et donne du chlore, du gaz azote et *fort peu de gaz oxygène;* il se forme en même temps de l'eau et de l'acide hydro-chlorique qui s'unit à une portion d'ammoniaque non décomposée. Ces résultats sont faciles à expliquer, en admettant que l'acide chlorique, composé d'oxygène et de chlore, est entièrement décomposé, et que l'ammoniaque, formée d'hydrogène et d'azote, ne l'est qu'en partie. Il fulmine sur un corps chaud et produit une flamme rouge. Il est sans usages (Vauquelin.) *Préparation.* (*Voyez* § 253.)

Nitrate (*nitrum flammans*). On ne le trouve pas dans la nature; il cristallise en aiguilles prismatiques ou en longs prismes à six pans, flexibles, satinés et cannelés, terminés le plus souvent par des pyramides à six faces, doués d'une saveur fraîche, âcre, piquante, urineuse, légèrement déliquescents et solubles dans deux parties d'eau à 15° : ce liquide, à la température de 100°, peut en dissoudre deux

fois son poids. Si on le chauffe dans une cornue de verre munie d'un tube recourbé, propre à recueillir les gaz, il fond dans son eau de cristallisation, perd une portion d'ammoniaque, et se transforme en eau et en gaz protoxyde d'azote.

Si le nitrate d'ammoniaque est projeté dans un creuset rouge, il s'enflamme, se décompose et donne de l'eau, du gaz azote et du gaz deutoxyde d'azote (gaz nitreux). On n'emploie ce sel qu'à la préparation du gaz protoxyde d'azote. *Préparation.* (*Voy.* § 257.)

Nitrate ammoniaco-magnésien. Il est constamment le produit de l'art; il est moins déliquescent et moins soluble que les sels qui le composent. Il est sans usages.

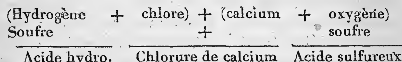
Hydrochlorate (sel ammoniac). On le rencontre dans l'urine de l'homme, dans la fiente des chameaux et de quelques autres animaux; aux environs des volcans, dans quelques montagnes de la Tartarie et du Thibet; enfin, dans certains lacs. Il est solide, blanc, doué d'une saveur âcre, piquante, urineuse; il est un peu élastique, ductile et inaltérable à l'air. Il se dissout dans un peu moins de 3 parties d'eau à 15°; l'eau bouillante en dissout beaucoup plus. En évaporant cette dissolution, on obtient des prismes aiguillés, groupés comme les barbes d'une plume. Exposé à l'action du calorique, il fond et se sublime sous la forme de rhomboïdes si l'opération se fait lentement; dans le cas contraire, il se condense en une masse plus ou moins épaisse.

Si l'on fait arriver du chlore gazeux dans une solution de sel ammoniac préparée avec une partie de sel et 20 parties d'eau, le chlore est d'abord absorbé; quelque temps après la dissolution se trouble; il se dégage une multitude de petites bulles de gaz, et il se forme des gouttes d'un liquide oléagineux, d'une couleur fauve, d'une odeur piquante, insupportable, dont la pesanteur spécifique est de 1,653. Ce liquide a été découvert par M. Dulong; il est

composé de *chlore* et d'*azote* ; il est très volatil et détone avec la plus grande violence et avec dégagement de calorique et de lumière, lorsqu'on l'expose à la température de 30°, ou qu'on le met en contact avec le phosphore. *Théorie de sa formation.* Une portion de l'ammoniaque du sel employé est décomposée par le *chlore*, qui s'empare de son hydrogène; l'azote mis à nu s'unit à une certaine quantité de chlore et produit ce liquide détonant. *Mode de préparation.* On prend un entonnoir de verre, dont l'extrémité, tirée à lampe, n'offre qu'une petite ouverture, et plonge dans du mercure; on verse dans l'entonnoir assez de dissolution de sel ammoniac pour en remplir presque toute sa capacité; et, à l'aide d'un tube de verre que l'on fait plonger dans le liquide, et qui descend jusqu'au fond de l'entonnoir, on introduit une dissolution concentrée de sel commun, qui, étant plus pesante que la dissolution de sel ammoniac, occupe la partie inférieure de l'entonnoir. L'appareil étant ainsi disposé, on fait arriver du chlore au moyen d'un tube recourbé qui plonge dans la couche supérieure formée par le sel ammoniac, et qui ne touche pas la couche inférieure de sel commun : à mesure que le chlorure se forme, il se précipite, traverse la couche inférieure de sel commun, et tombe au fond de l'entonnoir sur le mercure (Dulong). On ne pourrait pas l'obtenir si on se bornait à saturer de chlore une solution de sel ammoniac contenue dans une éprouvette, parce que ce sel le décompose: on doit donc disposer l'appareil de manière à ce que le chlorure soit séparé de la solution de sel ammoniac à mesure qu'il se forme.

Si l'on introduit dans une cornue de verre parfaitement sèche un mélange fait avec une partie de *sel ammoniac*, une partie de *chaux* vive, et demi-partie de *soufre*; si on place cette cornue dans un fourneau à réverbère, et que l'on fasse communiquer son col avec une allonge et un récipient bitubulé également desséché ; si l'une des tubu-

lures du récipient reçoit un tube très élevé qui ne permette pas à l'air extérieur d'entrer dans l'appareil, on remarquera, lorsque la chaleur aura été graduellement portée jusqu'au rouge, qu'il se produit un liquide jaune, volatil, qui vient se condenser dans le récipient, que l'on refroidit au moyen de linges mouillés. Ce liquide, agité pendant sept à huit minutes avec du soufre en poudre, dissout ce corps, s'épaissit, acquiert une couleur plus foncée et constitue l'*hydrosulfate sulfuré d'ammoniaque* (liqueur fumante de Boyle); il reste dans la cornue, d'après M. Vauquelin, du chlorure de calcium (muriate de chaux), du sulfure de chaux, du sulfate ou du sulfite de chaux. *Théorie.* Avant d'exposer ce qui se passe dans cette opération compliquée, nous devons faire remarquer, 1° que l'hydrochlorate d'ammoniaque dont on se sert ne contient pas un atome d'eau; 2° que l'ammoniaque de cet hydrochlorate n'est pas décomposée, puisqu'il ne se dégage pas une bulle d'azote; 3° qu'il est impossible de faire la liqueur de Boyle en substituant à l'hydrochlorate d'ammoniaque un sel ammoniacal qui ne contienne pas d'acide hydro-chlorique: tel serait, par exemple, le sulfate d'ammoniaque (Vauquelin). Ces considérations nous forcent d'admettre que l'acide hydro-sulfurique qui se trouve composer en partie la liqueur de Boyle ne peut avoir été formé qu'aux dépens de l'hydrogène de l'acide hydro-chlorique du sel ammoniac qui s'est décomposé. Voici maintenant comment on peut concevoir les phénomènes de cette opération: la chaux décompose l'hydrochlorate d'ammoniaque, met l'ammoniaque à nu, et se transforme en hydrochlorate de chaux, que nous pouvons représenter par



L'acide hydro-chlorique et une *portion* de chaux (oxyde de calcium) sont décomposés; le soufre qui fait partie du mélange s'empare, d'une part, de l'hydrogène de l'acide pour former de l'acide hydro-sulfurique qui s'unit avec l'ammoniaque; il se combine, d'une autre part, avec l'oxygène de l'oxyde de calcium pour donner naissance à l'acide sulfureux ou à de l'acide sulfurique; le chlore et le calcium s'unissent et constituent le chlorure que nous avons dit former la majeure partie du résidu; enfin, une autre portion de soufre se porte sur de la chaux non décomposée, et la transforme en sulfure de chaux. Cette théorie, bien différente de celle qui a été donnée jusqu'à ce jour, nous paraît être l'expression des faits observés par M. Vauquelin. (Voy. *Hydrosulfate sulfuré d'ammoniaque*, pour les propriétés de la liqueur de Boyle.) L'hydrochlorate d'ammoniaque est composé d'un atome d'acide, 4,625, et d'un atome de base, 2,125.

On emploie le sel ammoniac pour décaper les métaux, dans la teinture, etc.; il sert à préparer l'ammoniaque, le sous-carbonate d'ammoniaque, la liqueur fumante de Boyle, etc. Il doit être regardé comme stimulant, fondant et sudorifique. Associé au quinquina ou à l'extrait de gentiane, à la dose de 24 ou de 36 grains, il est souvent employé avec succès pour combattre les fièvres intermittentes, principalement les fièvres quartes; dissous dans des tisanes sudorifiques, il augmente la transpiration cutanée. On s'en sert à l'extérieur, comme résolutif, dans un très grand nombre d'affections cutanées, dans des rhumatismes chroniques, dans les engorgements atoniques des articulations, dans les anciennes gouttes où il n'y a cependant pas de tophus formés, etc.; il est généralement abandonné dans les maladies syphilitiques. Il entrait autrefois dans la composition de la pierre infernale de *Fallope*; dans l'onguent cathérétique de Barbette, quoique, par lui-même, il n'ait pas de vertu corrosive. M. Smith a prouvé que son appli-

cation sur le tissu cellulaire des chiens était suivie de vomissements, des symptômes qui constituent l'ivresse, et de la mort. Un gros 20 grains de ce sel sur la cuisse d'un petit chien d'un pied de haut suffirent pour le faire périr au bout de douze heures : à l'ouverture du cadavre, on trouva une multitude de petites ulcérations gangréneuses dans la membrane muqueuse de l'estomac.

Préparation. On mêle le sulfate d'ammoniaque avec l'hydrochlorate de soude (voyez *préparation de ce sulfate*, pag. 464) : il en résulte du sulfate de soude et de l'hydrochlorate d'ammoniaque. On fait évaporer ce mélange pour obtenir cristallisée la majeure partie du sulfate de soude. On décante l'eau mère, qui contient tout l'hydrochlorate d'ammoniaque et une portion du sulfate de soude ; on la réduit à siccité par l'évaporation; on met la masse dans des ballons à long col, disposés dans des fourneaux de manière à ce que la partie supérieure du col soit hors du fourneau et en contact avec l'air froid ; on chauffe graduellement pendant trois jours; on casse après les ballons pour en retirer l'hydrochlorate d'ammoniaque que l'on trouve sublimé à leur partie supérieure. Il est important, vers le troisième jour, de plonger de temps en temps une tige de fer dans le col de ces vases, pour empêcher que le sel volatilisé ne les obstrue. En Égypte, on fait brûler la fiente des chameaux desséchée au soleil, et on chauffe, dans un appareil analogue à celui que nous venons de décrire, la suie qui provient de cette opération, et qui contient de l'hydrochlorate d'ammoniaque.

Hydrochlorate ammoniaco-magnésien. On ne trouve jamais ce sel dans la nature. Il a une saveur amère et urineuse; il est déliquescent, très soluble dans l'eau, décomposable au feu, et sans usages. *Préparation.* On l'obtient en versant de l'ammoniaque dans de l'hydrochlorate de magnésie dissous : on filtre pour séparer la portion de magnésie précipitée, et on fait évaporer la liqueur.

Hydriodate. Il est constamment le produit de l'art; on l'obtient cristallisé en cubes ; il est très soluble et déliquescent ; chauffé dans des vaisseaux fermés, il se décompose et se sublime en partie. La portion sublimée est d'un gris blanc. Cette décomposition est beaucoup plus mar quée si le sel est en contact avec l'air. Il est sans usages. *Préparation.* 1er procédé. (*Voyez* § 228.)

Hydrosulfate. Ce sel paraît être un produit de l'art ; celui qui se trouve dans les fosses d'aisance est à l'état d'hydrosulfate sulfuré. Il cristallise en aiguilles ou en lames cristallines ; il est très soluble dans l'eau, principalement lorsqu'il contient un excès d'ammoniaque : il est très volatil ; exposé à l'air, il absorbe l'oxygène, jaunit, et passe à l'état d'hydrosulfate sulfuré. On s'en sert comme réactif. *Préparation.* (*Voyez* § 265.)

Hydrosulfate sulfuré (liqueur fumante de Boyle). Il est liquide, d'une couleur brune-rougeâtre, d'une consistance presque sirupeuse, d'une saveur et d'une odeur désagréables. Mis en contact avec l'air ou avec le gaz oxygène sec ou humide, il répand des vapeurs blanches plus ou moins épaisses, tandis que ce phénomène n'a presque pas lieu si on le place dans une cloche remplie de gaz hydrogène ou de gaz azote : il paraît donc que la formation de ces vapeurs dépend du gaz oxygène. On ignore comment ce sel agit sur ces gaz : peut-être se transforme-t-il en sulfite d'ammoniaque. Il est employé comme réactif. *Préparation.* (Voyez *Hydrochlorate d'ammoniaque*, p. 473.)

Hydrophtorate neutre (fluate). On ne le trouve pas dans la nature. Lorsqu'on le chauffe, il passe à l'état d'hydrophtorate acide, qui ne tarde pas à se volatiliser; il est sans usages. *Préparation.* (*V.* § 269.)

Phtoroborate (fluoborate). On connaît trois espèces de ce sel, l'une solide, et les deux autres liquides : celles-ci contiennent plus d'ammoniaque; aussi se solidifient-elles

lorsqu'on vient à en dégager ce corps par l'action de la chaleur. *Préparation.* (*Voy.* § 228, 1er procédé.)

Des métaux de la troisième classe.

337. Ces métaux, au nombre de cinq, savoir le manganèse, le zinc, le fer, l'étain et le cadmium (1), décomposent l'*eau* à une chaleur rouge; les deux premiers la décomposent aussi à froid; la décomposition par le manganèse, à la température ordinaire, est même assez rapide. Ils absorbent l'*oxygène* à la température la plus élevée, et donnent des oxydes dont la couleur varie, et qui sont irréductibles *par la chaleur de nos fourneaux.* L'acide *sulfurique* concentré n'agit point sur eux à froid; mais si on élève la température, il se décompose en partie, leur cède une portion de son oxygène, passe à l'état de gaz acide sulfureux, et l'oxyde formé se combine avec la portion d'acide sulfurique nondécomposée. L'acide *nitrique* concentré agit rapidement sur tous les métaux de cette classe, se décompose en partie, les oxyde, et dissout *le plus souvent* l'oxyde formé. Pour concevoir ce qui se passe dans cette opération, *voy. la théorie de l'extraction du gaz deutoxyde d'azote*, p. 197.

Il arrive quelquefois que l'oxyde formé n'est pas susceptible de se combiner avec l'acide nitrique; enfin, nous verrons dans les histoires particulières de ces métaux que, dans certaines circonstances, l'eau qui entre dans la composition de l'acide est également décomposée, et alors il se produit du nitrate d'ammoniaque. L'acide *hydro-chlorique* liquide dissout ces métaux après les avoir oxydés : en effet,

(1) On suppose que le cadmium doit décomposer l'eau à une température élevée : cependant l'expérience n'a pas encore été faite.

l'eau se décompose; son oxygène se combine avec le métal, et l'hydrogène se dégage.

Des oxydes de la troisième classe.

338. Ces oxydes sont au nombre de onze : trois sont formés par le manganèse, deux par le zinc, trois par le fer, deux par l'étain et un par le cadmium; ils sont tous solides, d'une couleur variable; ils sont insolubles dans l'eau, sans action sur l'*infusum* de tournesol et sur le sirop de violettes. Ils sont tous solubles dans la potasse ou dans la soude, excepté ceux de fer. L'action qu'ils exercent sur les acides varie.

Des sels de la troisième classe.

339. Les sels solubles de cette classe sont tous précipités par la potasse, la soude et l'ammoniaque. Les hydrosulfates solubles, et l'hydrocyanate ferruré de potasse les précipitent également, et les précipités sont diversement colorés.

Du manganèse.

340. Le manganèse n'a jamais été trouvé dans la nature à l'état natif; il y existe combiné, 1° avec l'oxygène; 2° avec le soufre; 3° avec l'oxygène et l'acide carbonique, l'acide phosphorique ou l'acide tungstique. Il est solide, d'une couleur blanche jaunâtre, beaucoup plus brillante que celle du fer, très cassant, très dur et grenu. Sa pesanteur spécifique est de 6,85.

Chauffé dans des vaisseaux fermés, le manganèse n'entre en fusion qu'à la température de 160° du pyromètre de Wedgwood. S'il a le contact de l'*air* ou du gaz *oxygène*, il s'oxyde avec dégagement de calorique et de lumière, lance en tous sens des étincelles, et se transforme en deu-

toxyde si la température est très élevée. Ces gaz humides le font également passer à l'état d'oxyde à la température ordinaire, mais beaucoup plus lentement et sans dégagement sensible de calorique et de lumière.

L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* n'exercent sur lui aucune action. Le *phosphore* peut se combiner avec lui à une température élevée, et donner un phosphure blanc, brillant, très cassant, plus fusible que le manganèse, qui se transforme en phosphate lorsqu'on le fait chauffer avec du gaz oxygène ou de l'air. On ne parvient qu'avec la plus grande difficulté à combiner directement le *soufre* avec le manganèse : cependant il existe un sulfure de manganèse que l'on peut obtenir par le deuxième procédé. (*Voy.* § 206.) Ce sulfure est terne, insipide, plus fusible que le manganèse, inaltérable à l'air, indécomposable par la chaleur, à moins qu'il ne soit en contact avec l'air ou avec le gaz oxygène ; car alors il passe à l'état de sulfate ou de deutoxyde, suivant que la température est plus ou moins élevée, et il se dégage du gaz acide sulfureux. Il est formé, suivant M. Vauquelin, de 100 parties de métal et de 34,23 de soufre. En le supposant composé d'un atome de soufre, dont le poids est 2, et de deux atomes de manganèse, qui pèsent 7, il serait formé de 100 de manganèse et de 28, 57 de soufre.

On ignore comment l'*iode* agit sur ce métal. Chauffé et mis en contact avec du *chlore* gazeux, il l'absorbe, rougit, et se transforme en *chlorure* de manganèse solide, verdâtre, squammeux, brillant, fusible, susceptible de décomposer l'eau, et de passer à l'état de proto-hydrochlorate soluble. D'après M. John Davy, ce chlorure est formé de 100 parties de chlore et de 85,18 de manganèse. Le manganèse est sans action sur l'*azote*.

Il décompose l'*eau* à toutes les températures et s'oxyde : la décomposition de ce liquide s'opère au bout de quelques minutes, même à froid, si le métal est finement pulvérisé.

Il n'agit point sur le gaz *oxyde de carbone*; mais il enlève l'oxygène au *protoxyde d'azote*, et il exerce probablement la même action sur le deutoxyde d'azote. Il ne paraît point décomposer l'acide *borique*. On ignore comment il agit sur le gaz acide *carbonique*; il s'empare de l'oxygène de l'acide *phosphorique* à une température élevée. Il ne décompose l'acide *sulfurique* concentré qu'à l'aide de la chaleur, et il en résulte du gaz acide sulfureux et du protosulfate de manganèse. On obtient le même sulfate en employant l'acide sulfurique affaibli; mais, dans ce cas, l'eau est décomposée, et par conséquent il y a dégagement de gaz hydrogène. On ignore comment les acides *sulfureux*, *iodique* et *chlorique* agissent sur ce métal. L'acide *nitrique* est en partie décomposé par lui, et le transforme en protoxyde qui se dissout dans la portion d'acide non décomposée. Le gaz acide *hydro-chlorique* est également décomposé par ce métal à une température élevée; il se forme du chlorure de manganèse, et l'hydrogène est mis à nu: si l'acide est dissous dans l'eau, celle-ci est décomposée, le métal s'oxyde pour se dissoudre dans l'acide, et l'hydrogène se dégage à l'état de gaz. Le manganèse est sans usages.

Poids d'un atome de manganèse. Le protoxyde de manganèse paraît formé de 100 parties de manganèse et de 28,75 d'oxygène; en le supposant composé d'un atome d'oxygène, dont le poids est 1, et d'un atome de métal, le poids de celui-ci sera de 3,5.

341. *Extraction.* On traite le tritoxyde de manganèse par l'acide hydrochlorique liquide pour le débarrasser du carbonate de fer, etc. (*Voyez* page 88.) Lorsqu'il est lavé et desséché, on en fait une pâte en le mêlant avec du noir de fumée et de l'huile: on lui donne la forme d'une boule que l'on chauffe dans un creuset brasqué, fermé par un couvercle: ce creuset doit être supporté d'une manière solide, par la grille d'un fourneau de forge, et soumis, pendant une heure et demie, à l'action d'un feu très vio-

lent, alimenté par un bon soufflet : l'oxygène de l'oxyde se porte sur le charbon, et le métal est mis à nu.

Des oxydes de manganèse.

On connaît au moins quatre composés d'oxygène et de manganèse.

342. *Protoxyde.* Il est le produit de l'art; il est vert quand il est sec, mais il ne tarde pas à passer au brun; sa couleur est blanche lorsqu'il est uni à l'eau; il absorbe facilement le gaz oxygène et brunit; on peut le réduire en oxygène et en manganèse au moyen du chalumeau à gaz de Brook (Clarke); il est suroxydé par le chlore liquide, qui ne jouit point de la propriété de se combiner avec le nouvel oxyde formé. Il se dissout dans les acides sulfurique, nitrique et hydro-chlorique, et forme des sels. Il n'a point d'usages. On l'obtient en décomposant la dissolution de protosulfate ou de proto-hydrochlorate de manganèse, par la potasse, la soude ou l'ammoniaque; on lave l'oxyde précipité avec de l'eau privée d'air, et on l'enferme dans des flacons bouchés à l'émeri.

Composition. MM. Berzélius et Arfvedson l'ont trouvé formé de 100 parties de métal et de 28,105 d'oxygène : cependant, en ayant égard aux analyses du sulfate et du carbonate de protoxyde de manganèse, on voit que la quantité d'oxyde saturé par ces acides est de 4,5 : dans ce cas, si l'oxyde est formé d'un atome d'oxygène et d'un atome de métal, il doit être composé de 100 de métal et de 28,75 d'oxygène.

343. *Deutoxyde.* On le trouve combiné avec l'eau à l'état d'hydrate, à Undenas en Westrogothie; il est noir; soumis à l'action d'une chaleur rouge, il donne un peu de gaz oxygène, et laisse une *poudre rouge*, que les acides transforment en protoxyde vert et en tritoxyde noir. (*Voy.* § 349 *bis.*) Suivant M. Clarke, il peut être décomposé en oxygène et en manganèse au moyen du chalumeau à gaz. Il

est susceptible d'absorber de l'oxygène et de passer à l'état de tritoxyde à une chaleur voisine du rouge brun. Traité par les acides sulfurique ou nitrique, il se décompose, se transforme en protoxyde qui se dissout dans les acides pour former du proto-sulfate ou du protonitrate, et en tritoxyde qui se précipite. L'acide hydro-chlorique est en partie décomposé par lui, et le décompose; l'hydrogène de l'acide se combine avec une portion de l'oxygène du deutoxyde pour former de l'eau; le chlore se dégage, et le protoxyde résultant se dissout dans l'acide non décomposé. On ne l'emploie que dans les laboratoires. On l'obtient en décomposant le protonitrate de manganèse à une chaleur rouge-brun, ou en faisant brunir le protoxyde dans l'air. Il paraît formé de deux atomes de métal et de trois atomes d'oxygène, ou de 100 de métal et de 42,16 d'oxygène.

344. *Tritoxyde.* Cet oxyde est très répandu dans la nature. Il existe sous la forme d'aiguilles brillantes dans le département de la Moselle, en Bohême, en Saxe, au Hartz, sous la forme de masses, près de Périgueux, dans le département des Vosges, près de Mâcon, etc.; il est rarement pur; les substances qui l'accompagnent le plus souvent sont les carbonates de chaux et de fer, la silice, quelquefois la baryte, l'eau et le fluate de chaux. Il est brun-noirâtre, sans action sur l'air et sur le gaz oxygène; il se transforme en gaz oxygène et en une poudre rouge au-dessus du rouge cerise (*voyez* § 349 *bis*); et, d'après M. Clarke, en manganèse et en oxygène s'il est exposé à l'action du chalumeau à gaz. Il est décomposé par le soufre à une température élevée, et il se forme du gaz acide sulfureux et du sulfure de manganèse. Il se dissout à froid dans l'acide sulfurique concentré ou peu délayé. Traité par l'acide hydro-chlorique, il passe à l'état de protoxyde, comme le précédent, et se dissout dans l'acide non décomposé.

Usages du tritoxyde de manganèse. Il est employé, 1° pour préparer le gaz oxygène, le chlore et plusieurs

sels de manganèse; 2° pour la construction des piles sèches de M. Zamboni; 3° dans la fabrication du verre. On se sert en médecine d'un onguent composé de deux parties et demie de tritoxyde de manganèse et de cinq parties d'axonge; on l'emploie dans les maladies chroniques de la peau, telles que la gale, les dartres, la teigne, etc. M. Jadelot en a obtenu des succès marqués contre la dernière de ces affections. M. Denys Morelot pense qu'il est plus utile dans les dartres ulcérées que dans celles qui sont miliaires et écailleuses.

Composition. MM. Berzélius et Arfvedson le croient formé de 100 parties de métal et 56,21 d'oxygène. En le supposant composé d'un atome de manganèse et de deux atomes d'oxygène, il renfermerait, sur 100 parties de métal, 57,5 d'oxygène.

Préparation. On fait digérer pendant vingt ou vingt-cinq minutes le tritoxyde que l'on trouve dans la nature, avec de l'acide hydro-chlorique étendu de son poids d'eau, afin de décomposer les carbonates de fer et de chaux qu'il contient habituellement; on décante la dissolution, et on lave le résidu.

345. *Acide manganésique.* Schéele a prouvé le premier que lorsqu'on fait chauffer le tritoxyde de manganèse avec 7 ou 8 parties de potasse, le mélange fond, et donne, au bout de vingt ou vingt-cinq minutes, une masse verte qu'il a appelée *caméléon minéral.* MM. Edwards et Chevillot ont démontré que la soude, la baryte et la strontiane produisent le même phénomène. Quelle est la nature de ces divers caméléons? Les chimistes avaient pensé que le caméléon de potasse, le seul qui fût connu avant le travail de MM. Edwards et Chevillot, était composé de potasse et d'un oxyde de manganèse beaucoup moins oxydé que le tritoxyde dont on se sert pour le préparer : ils avaient cru même pouvoir expliquer les divers changements qu'il éprouve à l'air, en admettant que l'oxyde peu oxydé s'emparait de l'oxygène

de l'atmosphère ; mais il est aisé de prouver que cette opinion est dénuée de fondement : en effet, lorsqu'on chauffe dans un tube recourbé de la potasse pure et du tritoxyde de manganèse également pur, et sans le contact de l'*air* ou du gaz *oxygène*, il ne se produit que peu ou point de caméléon vert. Si l'on chauffe dans une petite cloche courbe, contenant du gaz oxygène, de la potasse caustique à l'alcohol, et du tritoxyde de manganèse pur, le caméléon se forme de suite à une douce chaleur ; il y a absorption de gaz oxygène, et l'eau de la potasse se dégage ; la quantité d'oxygène absorbé augmente jusqu'à de certaines limites, à mesure que l'on augmente la quantité de tritoxyde de manganèse (1). Le caméléon de potasse est donc composé de *tritoxyde de manganèse*, d'*oxygène*, de *potasse* et d'*eau;* il est même probable que que le tritoxyde de manganèse, en absorbant l'oxygène, s'est transformé en acide que l'on peut appeler *manganésique*.

346. *Propriétés du caméléon de potasse* (manganésiate de potasse). Il existe un certain nombre de caméléons de potasse : nous nous bornerons à en examiner deux ; savoir, le caméléon pourpre et le vert.

347. *Caméléon pourpre*. Il est sous la forme d'aiguilles plus ou moins longues, d'une couleur violette brillante ou d'une teinte brunâtre ; il est neutre, et par conséquent sans excès de potasse. Chauffé dans un tube recourbé, il se transforme en gaz oxygène, en tritoxyde de manganèse et en caméléon vert (manganésiate de potasse avec excès d'alcali) ; il est évident que, dans cette expérience, une portion d'acide manganésique a été décomposée, tandis que

(1) Pour éviter toute source d'erreur, MM. Edwards et Chevillot se sont assurés que la même quantité de potasse, chauffée au même degré, absorbe moins d'oxygène que quand elle est mêlée avec le tritoxyde de manganèse.

l'autre portion est restée unie avec toute la potasse pour former le caméléon vert. L'hydrogène, le phosphore, le soufre, le charbon, l'arsenic et l'antimoine, chauffés avec le *caméléon pourpre*, le décomposent avec plus ou moins d'énergie, s'emparent de la majeure partie de l'oxygène de l'acide manganésique, et le changent en *protoxyde vert:* cette décomposition a quelquefois lieu par la simple trituration, et souvent elle est accompagnée de détonation. Mis dans l'eau, le *caméléon pourpre* lui communique une belle teinte violette; quelques atomes suffisent pour colorer une grande quantité de liquide : si on ajoute à une dissolution concentrée de *caméléon pourpre* une dissolution également concentrée de *potasse*, on la fait passer au pourpre foncé, à l'indigo, au bleu et au vert, en la transformant ainsi en *caméléons* avec excès d'alcali, ou en *sous-manganésiates;* les quantités d'alcali et d'eau, la température et l'agitation influent singulièrement sur l'apparition de ces nuances. Exposée à l'air, la dissolution du caméléon rouge finit par se décomposer entièrement en précipitant une poudre de couleur fauve, phénomène qui dépend de ce que l'oxygène de l'acide manganésique se combine avec l'hydrogène et le carbone des corpuscules végétaux et animaux qui flottent dans l'air : aussi y a-t-il formation d'eau et d'acide carbonique.

348. *Préparation du caméléon rouge.* On fait chauffer dans le gaz oxygène, ou avec le contact de l'air, *parties égales* de tritoxyde de manganèse et de potasse pure; lorsque le mélange a été exposé, pendant vingt ou vingt-cinq minutes, à une chaleur rouge, on le retire du feu, on le laisse refroidir, et on le met dans l'eau; on obtient, par ce moyen, une dissolution rouge, ou du moins une dissolution très chargée de caméléon vert, qui passe au pourpre en donnant un précipité; on la décante, et on la fait évaporer rapidement jusqu'à ce qu'il se forme de petites aiguilles; on expose ensuite la liqueur à une chaleur infé-

rieure à celle de l'eau bouillante, et on obtient des cristaux pourpres plus ou moins foncés.

349. *Du caméléon de potasse vert.* Lorsqu'au lieu d'employer parties égales de tritoxyde et de potasse, on prend 7 parties d'alcali et une partie d'oxyde, on obtient le caméléon vert, que le docteur Forchammer considère comme un composé de potasse et d'un acide auquel il a donné le nom de *manganèseux* et qui paraît n'être que du manganésiate de potasse avec le plus grand excès d'alcali possible.

Propriétés. Il n'est pas entièrement soluble dans l'eau : lorsqu'on le met dans ce liquide, il y a toujours une portion d'oxyde qui reste au fond du vase; la partie dissoute donne au liquide une couleur verte; conservée dans des flacons fermés, cette liqueur passe au bleu, et laisse déposer une poudre fine jaune. Si, lorsqu'elle est encore verte, on la mêle avec l'eau froide, ou mieux encore avec l'eau bouillante, ou avec l'acide carbonique, elle passe au rouge, et présente une série de couleurs qui sont dans l'ordre des anneaux colorés, savoir, le vert, le bleu, le violet, l'indigo, le pourpre et le rouge (M. Chevreul) : ces réactifs agissent en s'emparant de l'excès de potasse du caméléon vert, et en le transformant en *manganésiate de potasse neutre* (caméléon rouge) : par la même raison, les acides le rendent toujours rose. Lorsqu'on verse, dans une dissolution neutre de caméléon rouge, du caméléon vert, celui-ci cède une portion de potasse à l'autre, et il y a nécessairement changement de couleur.

349 *bis.* Indépendamment des quatre composés d'oxygène et de manganèse, dont nous venons de parler, M. Forchammer admet un acide manganéseux qui contiendrait trois atomes d'oxygène. M. Arfvedson pense qu'il existe un oxyde rouge formé de 100 de métal et de 37,47 d'oxygène; M. John établit un sous-oxyde composé de 100 de manganèse et de 14,28 d'oxygène; enfin, M. Berzélius a décrit un autre oxyde qui n'est pas généralement adopté.

Des sels formés par le protoxyde de manganèse.

Ces sels sont incolores lorsqu'ils ont été convenablement purifiés. Ceux qui sont solubles dans l'eau sont précipités en blanc, 1° par la potasse, la soude et l'ammoniaque : l'oxyde précipité ne tarde point à jaunir, et finit par noircir en absorbant l'oxygène de l'air : on peut le faire passer sur-le-champ au noir en y versant une dissolution de chlore : dans ce cas, l'eau sera décomposée; son oxygène transformera le protoxyde en tritoxyde noir, et l'hydrogène fera passer le chlore à l'état d'acide hydro-chlorique. Si l'on verse sur le protoxyde précipité un excès d'ammoniaque, il sera dissous, et l'on obtiendra un sel double de manganèse et d'ammoniaque; 2° par les hydrosulfates de potasse, de soude et d'ammoniaque : le précipité est de l'hydrosulfate de manganèse plus ou moins sulfuré; 3° par l'hydrocyanate ferruré de potasse (prussiate); 4° par les carbonates et les sous-carbonates de potasse et de soude : le carbonate précipité ne change pas de couleur; 5° par les phosphates et les borates solubles. L'eau saturée d'acide hydro-sulfurique ne les trouble point.

Carbonate. On le trouve en Transylvanie; il est plus dur que le verre; sa couleur est blanche, rose ou jaune : celui qui est le produit de l'art est constamment blanc; il est insipide et insoluble dans l'eau; chauffé dans un petit tube sans le contact de l'air, il se décompose en gaz acide carbonique et en protoxyde vert; s'il a au contraire le contact de l'air, il fournit du deutoxyde de manganèse rouge-brun. Il est sans usages. *Préparation.* (*V.* § 233.)

Protophosphate. On le trouve près de Limoges, combiné avec un très-grande quantité de phosphate de fer, qui lui donne une couleur brune ou rougeâtre; du reste il a été peu étudié. Celui qu'on obtient dans les laboratoires, en décomposant le sulfate de manganèse par le sous-phos-

phate de soude, est blanc, et composé, d'après Berzélius, de 49,47 d'acide, et de 50,53 de protoxyde.

Protosulfate. Il est le produit de l'art, et sous la forme de prismes rhomboïdaux transparents, d'une couleur blanche, doués d'une saveur amère, styptique, décomposables par le feu, et très solubles dans l'eau. Il n'a point d'usages. *Préparation.* On peut l'obtenir avec l'acide sulfurique affaibli et le métal; mais le plus souvent on le prépare en faisant bouillir le deutoxyde pur avec l'acide étendu de son poids d'eau; le deutoxyde est ramené à l'état de protoxyde, et il se dégage de l'oxygène.

Protonitrate. On ne le trouve pas dans la nature; il est blanc, déliquescent et très soluble dans l'eau; il cristallise difficilement et n'a point d'usages. *Préparation.* On peut l'obtenir par le cinquième procédé (*v.* § 228.), ou bien en faisant chauffer le deutoxyde et l'acide; enfin, il peut être préparé en traitant l'acide étendu d'eau par un mélange de tritoxyde et de gomme, de sucre ou de toute substance avide d'oxygène, et capable de ramener le tritoxyde à l'état de protoxyde.

Proto-hydrochlorate. Il est le produit de l'art; sa couleur est blanche, sa saveur styptique; il cristallise lorsqu'il est abandonné à lui-même; il attire l'humidité de l'air, et se dissout très bien dans l'eau; desséché, il se transforme en chlorure. Il est employé pour teindre les toiles en couleur brune dite *solitaire. Préparation.* On peut l'obtenir avec le métal et l'acide faible; mais le plus souvent on le prépare en faisant chauffer le tritoxyde, ou le deutoxyde avec de l'acide hydro-chlorique; il se dégage du chlore, et le sel reste en dissolution. (*Voy.* pag. 147.)

Proto-hydrosulfate. On ne le trouve pas dans la nature; il est blanchâtre, insipide, insoluble dans l'eau et sans usages.

Le *borate*, le sulfite, le phosphite, l'hypophosphite, l'iodate, le chlorate, l'hyponitrite et l'hydriodate de protoxyde de manganèse sont inconnus.

On ne connaît point de sels de deutoxyde de manganèse. (Voy. *Deutoxyde.*)

Des sels formés par le tritoxyde de manganèse.

On ne peut combiner cet oxyde qu'avec l'acide sulfurique concentré ou légèrement étendu d'eau ; plusieurs chimistes pensent même que la dissolution que l'on obtient ne renferme pas le tritoxyde, mais qu'elle est formée par le deutoxyde. Quoi qu'il en soit, cette dissolution est colorée en rouge violet ; elle est précipitée en jaune brun par l'eau, surtout lorsqu'elle a été préparée à l'aide d'une douce chaleur ; l'acide nitreux concentré, les acides sulfureux, hypo-phosphoreux, hydro-sulfurique et l'hydrochlorate de protoxyde d'étain la décolorent plus ou moins promptement, s'emparent d'une portion d'oxygène de l'oxyde, et la ramènent à l'état de sulfate de protoxyde de manganèse. *Préparation.* On fait agir à froid le tritoxyde de manganèse sur l'acide sulfurique concentré ou étendu d'eau : à l'aide d'une très douce chaleur, on parvient à faire dissoudre une plus grande quantité d'oxyde.

Du zinc.

On ne trouve jamais ce métal pur dans la nature ; on le rencontre, 1° à l'état de calamine, qui n'est autre chose que l'oxyde de zinc hydraté uni à la silice, à de l'oxyde de fer, à de l'alumine et à du sous-carbonate de chaux ; 2° à l'état de zinc oxydé ferrifère, à Newjersey ; 3° à l'état de blende (sulfure de zinc et de fer) ; 4° à l'état de carbonate et de sulfate. Le zinc est un métal solide, d'une couleur blanche-bleuâtre, d'une structure lamelleuse, ductile, et surtout malléable, peu dur ; sa pesanteur spécifique est de 7,1.

350. *Chauffé* dans une cornue de grès sans le contact

de l'air, il fond au-dessous de la chaleur rouge, et ne tarde pas à se volatiliser si on le chauffe davantage; la vapeur qui en résulte se condense en partie dans le col de la cornue, en partie dans le récipient dans lequel on a mis de l'eau. Si le zinc fondu est en contact avec le gaz *oxygène* et qu'on l'agite, il absorbe ce gaz avec énergie, et le solidifie; il y a dégagement de calorique, et il se produit une belle flamme blanche un peu bleuâtre, extrêmement éclatante; le zinc passe à l'état d'oxyde blanc. L'*air atmosphérique* agit sur lui de la même manière, mais avec moins d'intensité, comme on peut s'en assurer en faisant fondre ce métal dans un creuset ouvert, et en l'agitant : l'oxyde blanc formé est entraîné par l'air dans l'atmosphère en raison de sa légèreté; il est évident que, dans cette expérience, l'azote est mis à nu. L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* n'exercent aucune action sur le zinc.

351. Le *phosphore* ne paraît pas avoir la plus grande tendance à s'unir avec ce métal : cependant, on peut opérer cette combinaison en jetant peu à peu du phosphore, et une petite quantité de résine sur le zinc fondu; celle-ci s'oppose à l'oxydation du métal : le *phosphure* qui en résulte est brillant, d'un blanc de plomb, presque aussi fusible que le zinc, et répand une odeur alliacée lorsqu'on l'aplatit sous le marteau. Le *soufre*, à une température élevée, peut se combiner avec ce métal, et donner naissance à un sulfure solide, terne, sans saveur, moins fusible que le métal, décomposable par la chaleur, et qui s'empare de l'oxygène de l'air à une température élevée. Le sulfure naturel, que l'on trouve principalement en France, dans les départements de l'Isère, du Pas-de-Calais, des Côtes-du-Nord et des Hautes-Pyrénées, et qui porte le nom de *blende*, est jaune, roussâtre, brun ou noir, suivant la quantité d'oxyde de fer qu'il renferme; il perd le soufre lorsqu'on le soumet à l'action du chalumeau de Brook (Clarke); le métal s'oxyde et se volatilise; il est formé de 59,09 de zinc,

de 28,86 de soufre, et de 12,05 de fer (Thomson) ; on s'en sert pour préparer en grand le *sulfate* de zinc. L'*iode* se combine facilement avec ce métal réduit en poudre, même à une température peu élevée ; l'*iodure* de zinc est très fusible, et se volatilise en beaux prismes quadrangulaires, aciculaires ; il est déliquescent et très soluble dans l'eau, mais il décompose ce liquide : en effet, le zinc s'empare de son oxygène, passe à l'état d'oxyde, et l'iode forme avec l'hydrogène de l'acide hydriodique qui dissout l'oxyde métallique ; il est formé de 100 parties d'iode et de 26,52 de zinc, ou d'un atome de zinc, dont le poids est 4,25, et d'un atome d'iode, qui pèse 15,5.

352. Le zinc dont la température a été élevée absorbe rapidement le *chlore*, le solidifie et se transforme en *chlorure* ; il y a dans cette expérience dégagement de calorique et de lumière ; le chlorure obtenu est blanc, fusible, volatil au-dessous de la chaleur rouge, et composé de 100 parties de zinc et de 102 parties de chlore ; en le supposant formé d'un atome de chlore et d'un atome de zinc, il consistera en 100 parties de chlore et 94,44 de zinc ; il se dissout dans l'eau, et passe à l'état d'hydrochlorate. L'*azote* n'exerce aucune action sur ce métal. Si l'on fait passer de l'*eau* en vapeur dans un tube de porcelaine rouge contenant du zinc, celui-ci en absorbe l'oxygène, et l'hydrogène est mis à nu ; la décomposition de l'eau a également lieu à froid, mais beaucoup plus lentement. Le gaz *oxyde de carbone* est sans action sur ce métal. On ignore comment l'*oxyde de phosphore* agit sur lui. Il décompose le *protoxyde d'azote* à une température élevée, et il est probable qu'il opère aussi la décomposition du deutoxyde d'azote (gaz nitreux).

Il est sans action sur l'acide *borique*. On ignore comment il agit sur le gaz acide *carbonique*, mais il est probable qu'il le décompose. Lorsqu'on le met en contact avec l'acide *carbonique* dissous dans l'eau, celle-ci est rapide-

ment décomposée, il se dégage du gaz hydrogène, et le métal oxydé se combine avec l'acide. A une température très élevée, il enlève l'oxygène à l'acide *phosphorique*. L'acide *sulfurique* concentré cède une portion de son oxygène au zinc lorsqu'on chauffe le mélange, et se transforme en gaz acide sulfureux, tandis que le métal oxydé passe à l'état de sulfate en se combinant avec l'acide non décomposé. Si l'acide sulfurique est très affaibli par l'eau, celle-ci est rapidement décomposée à froid; il y a dégagement de gaz hydrogène et formation de sulfate de zinc. On ignore comment le gaz acide *sulfureux* agit sur ce métal. L'acide *chlorique* le dissout sans qu'il se dégage aucun gaz; l'eau n'est pas décomposée : ne pourrait-on pas, comme le dit M. Vauquelin, supposer que le zinc a été oxydé par l'oxygène d'une portion d'acide chlorique qui se décomposerait, et regarder ce produit comme une combinaison triple de chlore, d'acide chlorique et d'oxyde de zinc?... L'acide *nitrique* est en partie décomposé par ce métal, qui lui enlève une certaine quantité d'oxygène, et met de l'azote, du deutoxyde et du protoxyde d'azote à nu; l'oxyde de zinc formé se combine avec l'acide nitrique non décomposé, et se transforme en nitrate. L'acide *nitreux* est également décomposé en partie, et il se forme, à la température ordinaire, de l'hyponitrite de zinc, Le gaz acide *hydro-chlorique* sec, chauffé avec ce métal, le fait passer à l'état de *chlorure*, et l'hydrogène est mis à nu. Si l'acide hydro-chlorique contient de l'eau, celle-ci seulement est décomposée; le gaz hydrogène se dégage, et l'oxygène fait passer le zinc à l'état d'oxyde, qui se dissout dans l'acide hydro-chlorique. Le zinc décompose le gaz acide *hydro-sulfurique*, s'empare du soufre, et l'hydrogène est mis à nu.

L'*ammoniaque* liquide et concentrée exerce sur ce métal une action remarquable dont nous devons les détails à de Lassone. A l'aide d'une légère chaleur, et même à

froid, l'eau de l'ammoniaque est décomposée, son oxygène se porte sur le métal, l'hydrogène se dégage, et l'oxyde formé se dissout dans l'ammoniaque; cette dissolution évaporée fournit des cristaux d'où l'on peut dégager l'ammoniaque par la chaleur.

Le zinc est employé à la construction de conduits, de gouttières, de baignoires, de couvertures de toits; on s'en sert aussi pour faire des casseroles et plusieurs autres ustensiles; mais nous pensons qu'il est imprudent d'en faire usage dans les cuisines, car il est parfaitement prouvé que les dissolutions de sel commun, d'acide acétique, d'acide oxalique et citrique, qui entrent dans la composition de plusieurs aliments, facilitent son oxydation et sa dissolution : or, l'ingestion d'une préparation de zinc peut, dans quelques circonstances, être suivie d'accidents fâcheux; le beurre, fondu dans des vases de zinc, les attaque également, favorise l'oxydation du métal, et dissout l'oxyde. On emploie encore le zinc pour la construction de la pile de Volta, pour préparer l'oxyde blanc (fleurs de zinc), le gaz hydrogène, le laiton, et un alliage d'étain dont on fait usage pour frotter les coussins des machines électriques.

Poids d'un atome de zinc. Suivant M. Thomson, l'oxyde de zinc est composé de 100 parties de métal et de 23,53 d'oxygène : en supposant que l'oxyde de zinc soit formé d'un atome d'oxygène et d'un atome de métal, le poids de ce dernier sera 4,25.

353. *Extraction.* On introduit dans des tuyaux de terre, fermés par une de leurs extrémités, un mélange de charbon et de *calamine* calcinée; ces tuyaux traversent un fourneau, et sont légèrement inclinés, de manière que leur extrémité ouverte est plus élevée que l'autre, et communique avec d'autres tuyaux inclinés dans un sens opposé : c'est, en quelque sorte, un appareil distillatoire dans lequel la cornue serait représentée par les premiers tuyaux, et le récipient par les autres. On chauffe fortement; la calamine

formée d'oxyde de zinc, de silice, d'eau, d'un peu d'oxyde de fer, de carbonate de chaux et d'alumine, se décompose; le zinc provenant de la décomposition de l'oxyde par le charbon se sublime, se condense dans les tuyaux extérieurs, d'où on le fait tomber dans un bassin de réception : on le fait fondre, et on le verse dans le commerce. On fait cette exploitation dans le département de l'Ourthe.

De l'oxyde de zinc (fleurs de zinc, *pompholix*; *nihil album*, *lana philosophica*).

354. On trouve cet oxyde dans la nature; il entre pour beaucoup dans la composition de la calamine et du zinc gahnite; on le rencontre quelquefois sous la forme de petits cristaux limpides. L'oxyde de zinc est blanc, doux au toucher, fixe lorsqu'on le chauffe dans des vaisseaux fermés, décomposable par la pile; il absorbe, à la température ordinaire, l'acide carbonique de l'air; fortement chauffé avec du charbon, il perd son oxygène et il se forme du gaz oxyde de carbone. Il se combine parfaitement avec les acides, et se dissout à merveille dans la potasse, la soude ou l'ammoniaque. A l'état d'hydrate, il se dissout très facilement dans le chlore, et donne un chlorure formé, d'après M. Grouvelle, de 53,2 d'oxyde et de 46,8 de chlore. Il doit être regardé comme un excellent antispasmodique; il a été surtout excessivement utile dans l'épilepsie, où il a été quelquefois employé seul et avec le plus grand succès : on peut l'administrer depuis 6, 8 grains par jour, jusqu'à un demi-gros, mêlé avec du sucre, de la gomme ou toute autre poudre, et divisé en plusieurs prises. On le donne quelquefois, associé à la jusquiame noire et la valériane, pour combattre certaines névralgies faciales rebelles; on fait prendre ordinairement deux pilules par jour, composées d'un grain d'oxyde de zinc et d'une égale quantité d'extrait de jusquiame et de valériane, et on augmente

progressivement la dose. La *tuthie*, qui est de l'oxyde de zinc grisâtre et impur, fait partie de certains collyres fortifiants, du baume vert, de l'opodeldoch, etc.; on compose avec elle et du sucre candi une poudre que l'on souffle dans les yeux pour dissiper les taies; il serait préférable d'employer de l'oxyde de zinc pur. *Préparation*. On fait fondre le métal dans un creuset; il ne tarde pas à être oxydé par l'air, et à donner des flocons blancs qui s'attachent aux parois du creuset, et que l'on enlève avec une spatule à mesure qu'ils se forment.

Composition. En supposant l'oxyde de zinc formé d'un atome de métal et d'un atome d'oxygène, il sera composé de 100 parties de zinc et de 23,53 d'oxygène, *et le poids de l'atome d'oxyde sera* 5,25.

355. Dans ces derniers temps, M. Thénard est parvenu à suroxyder l'oxyde de zinc au moyen de l'eau oxygénée mêlée d'acide hydro-chlorique. (*V*. p. 368.) Le suroxyde hydraté est jaunâtre; il laisse dégager une portion de son oxygène à la température ordinaire; il en perd beaucoup plus lorsqu'on le fait bouillir avec de l'eau, et alors il devient blanc.

Des sels de zinc.

356. Ces sels sont incolores lorsqu'ils sont purs: leurs dissolutions sont précipitées en *blanc*, 1° par la potasse, la soude ou l'ammoniaque, qui en séparent l'oxyde; celui-ci se redissout dans un excès de l'un ou de l'autre de ces alcalis concentrés; 2° par les hydrosulfates solubles et par l'acide hydro-sulfurique, qui en précipitent un hydrosulfate de zinc plus ou moins sulfuré; 3° par l'hydrocyanate ferruré de potasse (prussiate); 4° par les carbonates, les sous-carbonates, les phosphates et les borates solubles.

Sulfate (couperose blanche, vitriol blanc). Ce sel se

trouve dans la nature, mais en petite quantité. Il cristallise en prismes à quatre pans incolores, terminés par des pyramides à quatre faces: il est doué d'une saveur âcre, styptique; il est efflorescent, soluble dans 2 parties et demie d'eau à 15°, et plus soluble dans l'eau bouillante; il éprouve la fusion aqueuse lorsqu'on le chauffe. Il est formé d'un atome d'acide (5), d'un atome d'oxyde (5,25) et de 7 atomes d'eau (7,875). On vend dans le commerce du sulfate de zinc en masses d'un blanc sale, tachées çà et là en brun rougeâtre, qui contient du sulfate de fer et quelquefois un peu de sulfate de cuivre. Le sulfate de zinc a été administré dans les mêmes circonstances que l'oxyde, mais il ne paraît pas être aussi avantageux; il est employé par quelques praticiens comme émétique, à la dose de 12 ou 15 grains dissous dans l'eau distillée; on s'en sert souvent et avec succès dans les dernières périodes des ophthalmies et des leucorrhées: dans le premier cas, on en fait dissoudre un ou deux grains dans une once d'eau de roses à laquelle on ajoute 8 ou 10 gouttes de laudanum, et on fait tomber une ou 2 gouttes de *solutum* entre les paupières; dans le second cas, on l'administre en injection et étendu de beaucoup d'eau, de crainte d'irriter trop fortement la membrane muqueuse. *Préparation.* On le prépare dans les laboratoires, en suivant le cinquième procédé. (*Voyez* § 228.) Pour l'obtenir en grand, on fait griller la *blende* dans un fourneau à réverbère; le sulfure de zinc, et la petite quantité de sulfures de fer, de cuivre et de plomb qui composent ce minéral passent, en absorbant l'oxygène de l'air, à l'état de *sulfate;* on les traite par l'eau, qui les dissout tous, excepté le sulfate de plomb; on laisse déposer celui-ci, on décante la dissolution, et on la fait évaporer jusqu'à ce qu'elle soit assez concentrée pour fournir une masse cristalline semblable au sucre en pain, que l'on livre dans le commerce sous le nom de *vitriol blanc.* Ce vitriol contient, outre le sul-

fate de zinc, un peu de sulfate de fer et de cuivre; on le purifie en le dissolvant dans l'eau et en le faisant bouillir avec de l'oxyde de zinc, qui précipite les oxydes de fer et de cuivre.

Iodate. Il est le produit de l'art; on l'obtient sous la forme d'une poudre peu soluble, qui fuse faiblement sur les charbons. Il est sans usages. *Préparation*. (*V.* § 250.)

Chlorate. On ne le trouve pas dans la nature : celui qui a été préparé directement avec l'acide chlorique et le zinc a une saveur astringente, se dissout très bien dans l'eau, et ne cristallise qu'avec la plus grande difficulté; mis sur un charbon allumé, il détone comme les chlorates, et produit une belle lumière verte-jaunâtre. Celui qui résulte de l'action de cet acide sur le carbonate de zinc a une saveur très astringente, et cristallise en octaèdres surbaissés; il fuse sur les charbons ardents, et produit une lumière jaune sans détoner. Il existe encore d'autres différences entre ces deux chlorates..... Quelle peut en être la cause?... (Vauquelin). Ce sel est sans usages.

Nitrate. Il est le produit de l'art; son histoire est la même que celle du sulfate, excepté qu'il est légèrement déliquescent. *Préparation*. (*Voyez* § 228, cinquième procédé.)

Hydrochlorate (muriate). On ne le rencontre pas dans la nature. Comme le nitrate et le sulfate, il est blanc, très soluble dans l'eau, et doué d'une saveur styptique; il cristallise; on peut le volatiliser dans une cornue, après l'avoir bien desséché, et il constitue alors le beurre de zinc, qui n'est que du *chlorure de zinc* : il n'est pas employé. *Préparation*. (*Voyez* § 228, cinquième procédé.)

Hydriodate. Il est le produit de l'art; on n'a jamais pu l'obtenir cristallisé, parce qu'il est extrêmement déliquescent; exposé à l'action du calorique, il fond et se volatilise

en beaux cristaux prismatiques; lorsqu'il est desséché, il ne diffère pas de l'iodure de zinc. On ne lui connaît aucun usage. *Préparation.* On l'obtient en mettant l'iodure de zinc en contact avec l'eau : ce liquide se décompose, et il se forme de l'oxyde de zinc et de l'acide hydriodique.

Hydrosulfate. On ne le trouve pas dans la nature ; il est blanc, insoluble dans l'eau et sans usages. *Préparation.* (*V.* p. 357.)

Du fer.

Ce métal se trouve dans la nature, 1° à l'état natif, dans des filons, auprès de Grenoble, à Kamsdorf en Saxe, en Amérique, suivant M. Proust; ou bien en masses considérables : on en a rencontré une à *Olumpa*, lieu de l'Amérique méridionale, dont le poids s'élevait à 1500 myriagrammes; d'autres ont été trouvées en Sibérie, à Aken, près de Magdebourg, en Bohême; et il en existe, suivant M. de Humboldt, au Pérou, au Mexique, à Colombie; 2° combiné avec diverses proportions d'oxygène; 3° avec des corps simples, tels que le soufre, l'arsenic et quelques autres métaux; 4° enfin avec l'oxygène et un acide, ce qui constitue des sels ferrugineux.

357. Le fer est un métal solide, d'une couleur grise bleuâtre, d'une structure granuleuse, un peu lamelleuse, malléable et surtout ductile : on sait qu'il a été réduit en fils assez minces pour pouvoir en faire des perruques; sa ténacité est extrême : on ne peut rompre un fil de fer de deux millimètres de diamètre qu'en lui faisant supporter un poids de 242,659 kilogrammes; il est très dur, et répand une odeur sensible lorsqu'on le frotte; il jouit à un très haut degré de la propriété magnétique, en sorte qu'on l'emploie pour faire des aimants artificiels (1); il ne partage

(1) Les aimants naturels sont principalement formés de deutoxyde de fer.

cette propriété qu'avec le nickel et le cobalt, qui la possèdent à un degré beaucoup plus faible. Sa pesanteur spécifique est de 7,788.

358. Soumis à l'action du calorique, le fer entre en fusion à 130° du pyromètre de Wedgwood, température excessivement élevée. S'il est en contact avec l'air atmosphérique, et à plus forte raison avec le gaz oxygène, il s'oxyde, augmente de poids, et donne lieu à un grand dégagement de calorique et de lumière; il passe successivement à l'état d'oxyde noir et d'oxyde rouge, si toutefois la température n'est pas rouge-blanc; les battitures qui se détachent du fer que l'on a fait rougir, et que l'on bat après, ne sont que de l'oxyde de fer. A la *température* ordinaire, le gaz oxygène humide le transforme aussi en oxyde; il en est de même de l'air atmosphérique qui n'a pas été desséché : celui-ci le fait passer en outre à l'état de sous-carbonate de tritoxyde (safran de mars apéritif) (1). Le gaz *hydrogène* paraît dissoudre un peu de *fer* : en effet, en laissant sur l'eau distillée le gaz hydrogène préparé avec ce métal, on remarque qu'il se forme à la surface du liquide une pellicule ferrugineuse. On ignore quel est le résultat

---

(1) M. Vauquelin a prouvé que la rouille qui se forme sur le fer (sous-carbonate de fer) est susceptible d'absorber les vapeurs animales et ammoniacales, et de les retenir assez fortement; en effet, elle fournit, lorsqu'on la chauffe, un gaz ammoniacal, une huile brune, et, dans certains cas, de l'acide sulfureux. Ce fait est d'autant plus important pour la médecine légale, que les gens de l'art sont souvent appelés pour décider si les taches rougeâtres que l'on observe sur des instruments tranchants, sont formées par du sang : or, il est évident d'après ce qui vient d'être dit, qu'il est impossible de reconnaître, par la simple action de la chaleur, si les taches sont produites par du sang ou par de la rouille. (*Ann. de Physique et de Chimie*, sept. 1823.)

de l'action directe du *bore* sur lui; mais il existe un borure de fer que l'on obtient en chauffant fortement, dans un creuset brasqué, un mélange de charbon, d'acide borique, et de fer très divisé et épaissi par de l'huile grasse : d'où il suit que l'acide borique est décomposé par le charbon qui s'empare de son oxygène; ce borure est solide, cassant, inodore, insipide et fusible (Descostils).

Le *carbone* et le fer peuvent s'unir en diverses proportions et donner naissance à des carbures connus sous les noms d'*acier*, de *plombagine* (mine à crayon), etc.; les différentes variétés de fonte paraissent aussi contenir une grande quantité de ce carbure. L'*acier* est constamment un produit de l'art: on en distingue trois espèces, l'acier d'Allemagne, de cémentation, et l'acier fondu : elles sont presque entièrement formées par du fer, car elles ne contiennent que depuis un millième jusqu'à 20 millièmes de leur poids de charbon; les meilleures sont celles dans la composition desquelles il n'entre que 7 à 8 millièmes de charbon. Suivant M. Boussingault, l'acier contiendrait aussi une certaine quantité de silicium, provenant de la silice que renferme le charbon dont on s'est servi; du moins il dit avoir trouvé 0,225 de ce métal dans l'acier cémenté et dans l'acier fondu, et 0,125 dans l'acier poule. (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XVI.)

L'acier est brillant, susceptible d'être poli, insipide, inodore, très malléable, très ductile, d'une structure granuleuse, et un peu moins pesant que le fer. Si après l'avoir fortement chauffé on le refroidit subitement en le plongeant dans l'eau froide, dans du mercure, dans des acides, dans des huiles, etc., il acquiert de l'élasticité, de la dureté, et devient cassant; il perd par conséquent sa ductilité, et sa malléabillité; son tisssu est plus serré et plus fin : on désigne cette opération sous le nom de *trempe*. L'acier trempé peut être *détrempé* et reprendre ses propriétés pri-

mitives, si on le fait rougir, et qu'on le laisse refroidir lentement. M. Thénard attribue les propriétés de l'acier trempé à l'état de tension où se trouvent ses particules. M. Biot, après avoir établi par des faits que l'acier trempé occupe un volume plus considérable qu'auparavant, la température étant la même, s'exprime ainsi sur le phénomène de la trempe : « Il paraît qu'à l'instant où l'acier fortement échauffé est précipité subitement dans une température très basse, le refroidissement qui saisit les couches extérieures de la masse plus aisément que le centre, les force de se mouler, pour ainsi dire, sur ce centre échauffé et dilaté, ce qui leur fait prendre des dimensions plus grandes qu'elles n'auraient eu si elles avaient été abandonnées graduellement à elles-mêmes. Bientôt les molécules placées plus près du centre se refroidissent à leur tour; mais les couches extérieures, déjà parvenues à un état fixe, les retiennent par leur attraction, déterminent le volume qu'elles doivent remplir, et les empêchent ainsi de se rapprocher autant qu'elles l'auraient pu faire, si elles eussent été abandonnées librement à un refroidissement graduel. La dilatation définitive deviendra donc plus grande à mesure que la différence de température entre les couches extérieures et intérieures de la masse métallique sera plus considérable et pourra se soutenir plus long-temps. Cela explique avec beaucoup de vraisemblance pourquoi la ditation est moindre dans les petites masses, que le refroidissement pénètre avec plus de promptitude. » (V. *Traité de Physique*, tom. I.) Les propriétés chimiques de l'acier sont à peu de chose près les mêmes que celles du fer. Il sert à faire une multitude d'instruments. La *plombagine* ou la mine à crayons se trouve en France, en Espagne, en Bavière, en Angleterre et en Norwège; elle est formée de 8 à 10 parties de fer, et de 90 à 92 parties de charbon : ses propriétés physiques sont généralement connues : soumise à l'action du gaz oxygène à une température élevée, elle se

transforme en gaz acide carbonique et en oxyde de fer. Mêlée avec l'argile, on l'emploie pour faire des crayons, des creusets, etc.

Le *phosphore* peut s'unir directement avec le fer, et donner un phosphure composé de 20 parties de phosphore et de 80 parties de fer; il est blanc, brillant, cassant, plus fusible que le fer, attirable à l'aimant et peut cristalliser en prismes rhomboïdaux : il n'a point d'usages. Bergman l'avait regardé comme un métal particulier auquel il avait donné le non de *siderum*.

Le *soufre* se combine en différentes proportions avec le fer : nous ne parlerons que des deux variétés que l'on rencontre dans la nature. *Persulfure de fer* (pyrite de fer). Ce sulfure se trouve très abondamment dans la nature; il est très brillant, d'une couleur jaunâtre, et nullement magnétique; chauffé dans des vaisseaux fermés, il perd environ 22 parties de soufre et se fond; mais s'il a le contact de l'air ou du gaz oxygène, et que sa température soit très élevée, il absorbe l'oxygène avec dégagement de calorique et de lumière, et se transforme en gaz acide sulfureux et en tritoxyde rouge de fer; si la chaleur est moins forte, il passe à l'état de sulfate de fer et il se forme du gaz acide sulfureux; enfin il se change lentement en sulfate par l'action de l'oxygène ou de l'air humide, à la température ordinaire; on l'emploie dans certains pays pour préparer le soufre et le sulfate de fer (couperose verte). *Protosulfure de fer*. Ce sulfure se trouve plus rarement dans la nature que l'autre; il est magnétique, indécomposable au feu; son action sur l'oxygène et sur l'air, à une température élevée, est la même que celle du précédent. En supposant le *protosulfure artificiel* de fer composé d'un atome de soufre, qui pèse 2, et d'un atome de fer, dont le poids est 3,5, on le trouvera formé de 100 parties de fer et de 57,1 de soufre. Le *persulfure* étant considéré comme un composé de deux atomes de soufre et d'un atome de fer, con-

sistera en 100 parties de métal et 114,2 de soufre : ces résultats ne diffèrent guère de ceux que l'on a obtenus par des expériences directes.

L'*iode* agit sur le fer comme sur le zinc ; l'iodure de fer est brun, fusible à la température rouge, soluble dans l'eau et susceptible de la décomposer à froid, et de passer à l'état d'hydriodate de fer, d'une couleur verte.

Un fil de fer dont la température a été élevée, absorbe le *chlore* gazeux, rougit et se transforme en perchlorure de fer d'un jaune brun, brillant et cristallisé; on obtient le même composé, mais d'une couleur plus foncée, en faisant arriver, à la température ordinaire, un excès de chlore gazeux sur du fer divisé. Ce perchlorure (muriate de fer) est volatil, et se transforme dans l'eau en hydrochlorate de peroxyde de fer jaune, soluble. En le supposant formé de deux atomes de chlore et d'un atome de fer, il sera composé de 100 parties de chlore et de 38,8 de fer; tandis que M. Davy, par des expériences directes, l'a trouvé fomé de 100 de chlore et de 54,08 de métal. Il existe un *protochlorure de fer* d'un gris mélangé avec éclat métallique, d'une texture lamelleuse, fixe, etc., et que l'on peut supposer formé d'un atome de chlore et d'un atome de métal, ou de 100 de chlore et de 77,7 de fer.

L'*azote* n'agit point sur ce métal, à moins qu'on n'ait ajouté de l'eau ; car alors celle-ci se décompose, et il se forme de l'oxyde de fer et de l'ammoniaque (Austin).

Le fer pur tenu sous l'*eau* privée d'air n'éprouve aucune altération, d'après M. Hall : si l'eau contient de l'air, il se forme de l'oxyde d'un rouge brun, qui conserve sa couleur s'il est isolé du fer, mais qui devient d'un vert brunâtre s'il reste adhérent à sa surface : on explique ce fait en admettant que, par le contact du fer et de son oxyde, il se forme un élément de la pile voltaïque : alors l'eau est décomposée par l'é-

lectricité, et il en résulte de l'hydrogène qui ramène à un degré inférieur l'oxyde rouge formé par l'action de l'air. Il est évident, d'après cela, que l'hydrogène obtenu par Lavoisier, en mettant du fer avec de l'eau sur le mercure, doit son origine au contact des deux métaux hétérogènes. Si au lieu d'agir ainsi, on fait passer de la *vapeur d'eau* à travers du fer chauffé jusqu'au rouge dans un tube de porcelaine, il se forme sur-le-champ une très grande quantité de deutoxyde gris-noir; cette décomposition s'opère, comme l'a prouvé M. Gay-Lussac, depuis le *rouge obscur* jusqu'au *rouge blanc*, et en proportion croissante avec la température. Lorsqu'on laisse le fer et l'eau en contact avec l'air, à la température ordinaire, l'oxyde formé se dissout dans l'acide carbonique, surtout si on renouvelle l'air, en sorte que l'eau tient réellement du carbonate de fer en dissolution. L'eau *ferrugineuse*, *chalybée*, etc, se prépare ainsi, en faisant digérer de vieux clous dans ce liquide exposé à l'air.

On ignore quelle est l'action des oxydes de *carbone* et de *phosphore* sur le fer. Il décompose le *protoxyde d'azote* à une température élevée; il agit probablement de même sur le gaz *deutoxyde d'azote*.

Il n'altère point l'acide *borique*; il transforme, au contraire, le gaz acide *carbonique* en gaz oxyde de carbone, et passe à l'état d'oxyde de fer, pourvu que la température soit assez élevée. L'eau saturée de ce gaz dissout peu à peu la limaille de fer, et la fait passer à l'état de carbonate; le métal s'oxyde aux dépens du liquide. Il opère la décomposition de l'acide *phosphorique* à une température rouge; il agit sur l'acide *sulfurique* comme le zinc, et passe à l'état de protosulfate si l'acide est affaibli. L'acide *chlorique* attaque le fer, le dissout sans dégagement de gaz, et produit une chaleur très sensible. Suivant M. Vauquelin, l'oxygène de cet acide oxyde le métal, et il se forme un composé de chlore et de tritoxyde de fer.

359. L'acide *nitrique* concentré agit fortement sur le fer, se décompose en partie, lui cède une portion de son oxygène, et se transforme en gaz azote, en protoxyde d'azote, ou en deutoxyde d'azote; le fer passe à l'état de peroxyde rouge, qui se précipite en grande partie sous la forme de flocons, et qui se dissout en partie dans l'acide non décomposé; il se forme en outre du nitrate d'ammoniaque. *Théorie.* L'acide nitrique le plus concentré contient de l'eau : on peut donc représenter l'acide par

	Gaz deutoxyde d'azote	+ oxygène
	Acide nitrique	
	Azote	+ oxygène
Et l'eau par......	Hydrogène	+ oxygène
	Nitrate d'ammoniaque.	Fer.
		Tritoxyde.

Une portion d'acide nitrique est décomposée par le métal en gaz deutoxyde d'azote qui se dégage, et en oxygène qui l'oxyde; une autre portion d'acide nitrique est décomposée en oxygène et en azote; enfin l'eau est également décomposée. L'hydrogène et l'azote provenants de ces décompositions forment de l'ammoniaque, qui se combine avec une partie d'acide non décomposée, et donne naissance à du nitrate d'ammoniaque; le fer se trouve oxydé par toutes les quantités d'oxygène au-dessous desquelles nous l'avons placé. Si l'acide nitrique est affaibli, il transforme le fer en deutoxyde, qui se dissout dans la portion d'acide non décomposé.

L'acide *nitreux* agit aussi avec beaucoup d'énergie sur le fer. Les acides *hydro-chlorique* et *hydro-sulfurique* exercent sur lui la même action que sur le zinc. Les usages de ce métal précieux sont innombrables et généralement connus.

Poids d'un atome de fer. Si le protoxyde de fer est formé de 100 parties de fer et de 28,57 d'oxygène, et qu'on le regarde comme composé d'un atome d'oxygène et d'un atome de fer, le poids de ce dernier sera de 3,5.

360. *Extraction.* On peut extraire ce métal d'un assez grand nombre de mines. 1° *Méthode catalane* ou *exploitation du fer spathique* (carbonaté), *mêlé de fer hématite oxydé.* On place la mine dans un fourneau particulier, que l'on appelle *ouvrage, renardière ;* on l'entoure de charbon de bois, et on la chauffe fortement en dirigeant sur elle le vent de deux soufflets; le charbon s'empare de son oxygène, et la réduit à l'état de fer, que l'on retire sous la forme de *loupes*, et que l'on forge en barres; pour cela, on le met sur une enclume, et on le frappe avec un marteau énorme appelé *martinet*; puis on le chauffe pour le battre de nouveau : l'opération n'est terminée que lorsqu'il a été chauffé et battu quatre fois. Cette méthode est, sans contredit, la plus simple de toutes. Si la mine contient du soufre et de l'arsenic, il faut la griller; il est même important de la laisser long-temps en contact avec l'air avant de procéder à l'extraction du fer, pour la débarrasser, à ce qu'il paraît, d'une certaine quantité de magnésie qui la rend réfractaire, et que le grillage change, d'après Descostils, en sulfate de magnésie.

2° *Mines de fer en roche*, composées, en général, d'oxyde affectant diverses formes. Si ces mines contiennent, outre l'oxyde, du soufre ou de l'arsenic, on doit commencer par les griller en les chauffant avec du bois ou de la houille dans des fours carrés; puis on doit les fondre dans les *hauts fourneaux* remplis de charbon de bois ou de charbon de terre calciné, dans lesquels le feu est alimenté par des soufflets très forts; on en facilite la fusion au moyen d'un fondant argileux qui porte le nom d'*erbue*, si la mine est trop calcaire; mais comme le plus souvent elle est argileuse, on

fait usage d'un fondant calcaire appelé *castine.* Le résultat de l'action du feu, du charbon et du fondant est la formation, 1° de la *fonte* (composé de fer et d'un peu de charbon); qui est en pleine fusion, et qui remplit presque tout le creuset; 2° du *laitier*, masse vitrifiée, opaque, formée de chaux, de silice, d'alumine et d'un peu d'oxyde de fer, qui étant plus fusible et plus léger que la fonte, la recouvre dans le creuset, et finit par s'écouler; 3° de quelques produits volatils, parmi lesquels il y a beaucoup de gaz oxyde de carbone provenant de la combinaison du charbon avec l'oxygène de l'oxyde qui constitue la mine : ainsi, dans cette opération, le fer perd son oxygène, s'unit à une certaine quantité de charbon, et se transforme en fonte. On retire celle-ci lorsqu'elle est encore en pleine fusion, en débouchant un trou connu sous le nom de *percée*, qui se trouve à la partie inférieure et latérale du creuset; le liquide est reçu dans un sillon sablonneux où il se refroidit. La fonte solide ainsi obtenue est blanche lorsque la mine exploitée contient du manganèse; dans le cas contraire elle est grise. On procède alors à son *affinage*, opération qui a pour but la séparation du carbone qu'elle renferme: pour cela, on l'entoure de charbon de bois, et on la fond dans le fourneau appelé *renardière*, où l'air se renouvelle toujours; l'oxygène transforme le carbone en gaz oxyde, et le fer est mis à nu sous la forme de loupes que l'on forge, comme nous l'avons dit en parlant de la méthode à la catalane.

Mines de fer terreuses. Au lieu de griller ces mines, on commence par les débarrasser des terres avec lesquelles elles sont mêlées : pour cela, on les bocarde, et on fait passer un courant d'eau sous les pilons; puis on les transforme en *fonte*, comme nous venons de l'exposer en parlant des mines de fer en roche.

Des oxydes de fer.

On admet trois oxydes de fer (1).

361. *Protoxyde.* On ne le trouve jamais pur dans la nature; on ne peut pas l'obtenir à l'état sec; car il s'oxyde davantage lorsqu'on essaie de le dessécher; il est blanc, absorbe rapidement le gaz oxygène à froid, et se dissout dans l'ammoniaqne; il se produit toutes les fois que le fer se dissout dans les acides sulfurique et hydro-chlorique faibles. Il suffit pour l'obtenir, de précipiter ces dissolutions par la potasse ou par la soude, et de laver le précipité avec de l'eau privée d'air. On doit l'enfermer dans des flacons bouchés à l'émeri. MM. Thenard et Gay-Lussac l'ont fait connaître.

362. *Deutoxyde* (éthiops martial) (2). On le trouve cristallisé en octaèdres ou en dodécaèdres en Corse et en Suède; il existe plus souvent sous la forme sablonneuse sur les bords de l'Elbe, près de Naples, en Suède, en France; enfin on le rencontre en masses plus ou moins considérables en Norwège, en Sibérie, en Bohême, en Sicile, en Corse, etc. L'aimant est entièrement formé par lui. Il est gris noir quand il est en masses; lorsqu'on le précipite de ses dissolutions, il paraît brun-foncé, et vert quand il est très divisé, et qu'il n'en reste que quelques molécules en suspension; il est très magnétique; sa densité est de 5,1072.

---

(1) Suivant M. Berthier, les battitures de fer constituent un quatrième oxyde, plus oxydé que le protoxyde et moins que le deutoxyde noir. (Voy. *Annales de Chimie et de Physique*, t. XXVII.)

(2) Son existence, comme oxyde particulier, est révoquée en doute par plusieurs chimistes, qui le regardent comme un composé d'un atome de protoxyde et de deux atomes de tritoxyde.

Chauffé dans des vaisseaux fermés, il fond et ne se décompose pas; s'il est en contact avec le gaz oxygène ou avec l'air, il passe à l'état de tritoxyde, pourvu qu'il ne soit pas chauffé jusqu'au rouge blanc (1). Le gaz hydrogène le décompose depuis le rouge obscur jusqu'au rouge blanc, s'empare de son oxygène et le ramène à l'état métallique, fait d'autant plus surprenant, que nous venons de voir que le fer décompose l'eau et lui enlève son oxygène, précisément à la même température (M. Gay-Lussac): on ne connaît pas encore la cause de cette anomalie. Mis pendant quelques mois en contact avec l'acide nitrique concentré, il passe au troisième degré d'oxydation, se dissout lentement, et le tritonitrate cristallise en prismes carrés, incolores et terminés par un biseau (Vauquelin).

Lorsqu'on le fait bouillir avec de l'acide sulfurique étendu de deux fois son poids d'eau, on obtient un deutosulfate dont la couleur varie suivant la quantité de l'oxyde dissous; il est d'abord jaune-citrin, puis jaune-verdâtre, jaune-brun, jaune-rougeâtre, et enfin rouge-brun foncé, lorsque l'acide est complétement saturé. Il est soluble dans l'ammoniaque, mais il se dépose facilement lorsque cette dissolution est en contact avec l'air. Il est formé, d'après les dernières expériences de M. Gay-Lussac, de 100 parties de fer et de 38,0 d'oxygène. On l'emploie pour obtenir le fer. *Préparation.* Il se forme toutes les fois que la vapeur de l'eau est décomposée par le fer.

363. *Tritoxyde* ou *peroxyde* (safran de mars astringent, rouge d'Angleterre, colcothar). Il existe très abondamment dans la nature, et se présente sous diverses formes. Il est rouge-violet, sans action sur l'aimant, à moins qu'il ne soit

---

(1) En effet, nous verrons bientôt que le tritoxyde chauffé au rouge blanc perd de l'oxygène, et passe à l'état de deutoxyde noir.

en grandes masses, plus fusible que le fer; chauffé jusqu'au rouge blanc, il est décomposé et transformé en gaz oxygène et en deutoxyde de fer; le gaz *oxygène* ne lui fait éprouver aucune altération. Exposé à l'*air*, à la température ordinaire, il en absorbe l'acide carbonique. Le *chlore*, placé dans des circonstances particulières (voyez *Tritochlorate de fer*, pag. 518), peut s'unir avec cet oxyde et former un chlorure de peroxyde rouge; on peut même obtenir ce composé directement d'après M. Grouvelle, en traitant le protoxyde de fer par le chlore. Il est décomposé par le *soufre* à une température élevée, et il se forme du gaz acide sulfureux et du sulfure de fer. Chauffé avec l'acide *sulfurique* concentré, il donne un sulfate incolore plus ou moins acide, contenant un peu d'eau. Il est composé, suivant M. Gay-Lussac, de 100 parties de fer et de 50 parties d'oxygène. En admettant avec Thomson qu'il est formé de 2 atomes de métal et de 3 atomes d'oxygène, il contiendrait 100 de fer et 42,85 d'oxygène. On l'emploie pour extraire le métal. *Préparation.* On l'obtient, 1° en chauffant le fer jusqu'au rouge cerise avec le contact de l'air; 2° en décomposant les trito-sels de fer par la potasse, et lavant le précipité; 3° en traitant le fer par l'acide nitrique, et décomposant le nitrate par la chaleur; 4° en décomposant le protosulfate de fer par le feu. (*Voyez* page 513.)

Des sels de fer.

364. Chacun des trois oxydes de fer connus peut se combiner avec un certain nombre d'acides, et former des sels qui seront au premier, au second ou au troisième degré d'oxydation.

Des sels formés par le protoxyde de fer.

365. Les dissolutions de ces sels sont légèrement colorées en vert; les alcalis en précipitent le protoxyde blanc,

qui, par le contact de l'air, passe subitement au vert foncé, puis au rouge; phénomène qui dépend de ce que le protoxyde absorbe l'oxygène de l'air et se transforme en deuto ou en tritoxyde : l'ammoniaque dissout le protoxyde précipité. Le carbonate saturé de potasse en précipite du protocarbonate blanc qui verdit aussi par son exposition à l'air, mais avec beaucoup moins de rapidité; il en est à peu près de même du précipité blanc formé par le sous-borate de soude; celui qui est déterminé par le sous-phosphate de soude est également blanc et tarde beaucoup plus à passer au vert; l'hydrocyanate ferruré de potasse y fait naître un précipité blanc, qui devient bleu aussitôt qu'il a le contact de l'air. Ces changements de couleur et la suroxydation qui en est la cause peuvent être instantanément produits par le chlore : en effet, ce corps favorise la décomposition de l'eau en s'unissant à l'hydrogène pour former de l'acide hydro-chlorique, tandis que l'oxygène se combine avec le protoxyde. Les hydrosulfates précipitent les dissolutions de protoxyde en noir; le précipité est de l'hydrosulfate de fer plus ou moins sulfuré. Elles absorbent le gaz nitreux (deutoxyde d'azote) en assez grande quantité, et deviennent brunes. L'acide gallique ne change point leur couleur. L'infusion de noix de galle ne les précipite en violet qu'autant que le mélange a eu le contact de l'air pendant quelque temps.

Sous-protocarbonate. On trouve ce sel dans la nature, uni, en diverses proportions, tantôt avec de la chaux, de la magnésie, de l'oxyde de manganèse et de l'eau, tantôt avec quelques-unes de ces substances. On appelle, en minéralogie, le composé qui résulte de ces différents corps, *fer spathique* ou *mine d'acier*. On le rencontre en France, en Saxe, en Hongrie, etc. ; sa couleur est blanche, jaune, grise ou brunâtre (1); sa texture est lamelleuse; sa pesan-

(1) Dans certaines variétés de fer spathique, le carbonate

teur spécifique est de 3,67. Celui que l'on obtient dans les laboratoires est insoluble dans l'eau, et soluble dans un excès de gaz acide carbonique : ce *solutum*, exposé à l'air, se trouble et laisse précipiter du sous-carbonate de tritoxyde d'un jaune rougeâtre. Le protocarbonate entre dans la composition de plusieurs eaux minérales. On s'en sert avec grand avantage pour en extraire le fer et pour faire l'acier. *Préparation.* (*V.* § 233.)

Protosulfate. On ne trouve presque jamais ce sel à l'état de pureté dans la nature; il y existe très souvent mêlé avec le sous-trito-sulfate, ce qui constitue la *couperose verte* ou le *vitriol vert:* on a également découvert dans les schistes argileux de Hurlet et Campsie un sulfate double de fer et d'alumine. Lorsqu'il a été obtenu par l'art, il se présente sous la forme de rhombes terminés par un biseau partant de la plus grande diagonale du rhombe, transparents, verts, et doués d'une saveur styptique analogue à celle de l'encre; exposés à l'air, ils s'effleurissent, et leur surface se recouvre de taches jaunâtres *ocreuses* et opaques, phénomène dû à l'absorption de l'oxygène, qui transforme les molécules extérieures du sel en sous-trito-sulfate jaune. Deux parties d'eau froide dissolvent une partie de protosulfate, tandis qu'il n'exige que les trois quarts de son poids d'eau bouillante pour être dissous. Ce *solutum* est transparent et d'une belle couleur verte; mais il ne tarde pas à se décomposer par le contact de l'air; il en absorbe l'oxygène, passe à l'état de sous-trito-sulfate *jaune* insoluble, qui se précipite, et de sur-trito-sulfate rouge qui reste en dissolution. Il peut absorber le gaz deutoxyde d'azote. Chauffé dans un creuset, le protosulfate de fer éprouve la fusion aqueuse, se boursouffle, perd son eau

---

de fer est au deuxième, et même au troisième degré d'oxydation.

de cristallisation, et donne une masse blanche opaque, que l'on peut décomposer à une température plus élevée : les produits de cette décomposition sont du gaz acide sulfureux, pris du gaz oxygène et des vapeurs blanches très épaisses et très-suffocantes d'acide sulfurique anhydre ou glacial (*v.* § 148); il reste dans la cornue du tritoxyde de fer (colcothar.)

Théorie. L'acide du protosulfate de fer *desséché* peut être représenté par

Acide sulfurique anhydre.		
	Oxygène	+ A. sulfureux
Et la base par.	Protoxyde de fer	
	Tritoxyde de fer.	

La température étant très élevée, une portion de l'acide sulfurique se décompose en gaz oxygène et en gaz acide sulfureux; le premier de ces gaz se combine en partie avec le protoxyde de fer, et le fait passer à l'état de peroxyde; l'autre partie se dégage avec l'acide sulfureux à l'état de gaz; enfin, l'acide sulfurique non décomposé se volatilise à l'état anhydre. Le protosulfate de fer est composé d'un atome d'acide (5), d'un atome d'oxyde (4,5), et de sept atomes d'eau (7,875).

La couperose verte a des usages nombreux; elle sert à faire l'encre, le colcothar (rouge d'Angleterre), le bleu de Prusse, les teintures en noir, en gris, etc., à préparer l'or très divisé que l'on emploie pour dorer la porcelaine, à dissoudre l'indigo, etc. *Préparation.* Il peut être obtenu par le cinquième procédé (*v.* § 228); on le prépare toujours ainsi dans les laboratoires, et même quelquefois dans les manufactures : cependant on se le procure le plus souvent en grand, en suivant la méthode que nous avons décrite à l'article *Alun.* (*V.* page 467.)

Proto-hydrochlorate. On a trouvé ce sel uni à la silice

près de Philipstad; les minéralogistes l'ont désigné sous le nom de *muriate de fer silicé* ou de *pyrodmalite;* il est sous la forme de prismes hexaèdres, d'une couleur verte. Dans les laboratoires, on l'obtient cristallisé en polyèdres d'un vert pâle, d'une saveur styptique, très solubles dans l'eau, et exerçant sur l'atmosphère la même action que le protosulfate, par conséquent, passant à l'état de tritohydrochlorate. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se transforme en protochlorure de fer blanc qui se sublime en petites paillettes. Il n'a aucun usage. *Préparation.* Cinquième procédé. (*V.* § 228.)

Proto-hydriodate. On ne le trouve pas dans la nature; il se dissout très bien dans l'eau, qu'il colore en vert clair. Il est sans usages. *Préparation.* On l'obtient comme celui de zinc.

Le *proto-hydrosulfate* est noirâtre, insoluble dans l'eau; il n'existe pas dans la nature, et n'a point d'usages. *Préparation.* (*V.* pag. 338.)

Des sels formés par le deutoxyde de fer.

366. Les alcalis précipitent des dissolutions formées par le deutoxyde de fer, du deutoxyde brun foncé verdâtre, qui passe à l'état de tritoxyde rouge par l'action de l'air ou du chlore; les carbonates de potasse ou de soude, saturés et concentrés, les précipitent et redissolvent facilement le précipité. L'hydrocyanate ferruré de potasse y fait naître un beau précipité bleu. L'*infusum* de noix de galle y produit un précipité d'un bleu violet très intense. L'acide gallique ne les bleuit point. Ces dissolutions absorbent le gaz nitreux et deviennent brunes; mais elles en prennent moins que les dissolutions de protoxyde. L'alcool (esprit-de-vin) n'altère point leur transparence dans le même instant; mais au bout de quelques heures, il détermine un partage dans la liqueur; il se forme un sel de protoxyde qui

cristallise, et il reste en dissolution un sel de tritoxyde. Les hydrosulfates les précipitent en noir.

Suivant M. Gay-Lussac, lorsque le deutoxyde de fer se dissout dans les acides sulfurique et hydrochlorique, il se fait un partage de l'oxygène, et il se forme du protoxyde et du tritoxyde de fer, tous les deux solubles dans ces acides; en sorte que l'on peut regarder le deutosulfate et le deuto-hydrochlorate résultants comme un mélange de proto et de tritosulfate, ou de proto et de trito-hydrochlorate.

Le *sulfate de deutoxyde*, dont la couleur varie (*voyez* pag. 510), donne, lorsqu'on le fait évaporer, du sulfate de tritoxyde soluble et des cristaux de protosulfate vert; en outre, il se dépose souvent avec ces cristaux une poudre blanche qui est du sulfate acide contenant peu d'eau, parce que celui qui a cristallisé en renferme beaucoup (Gay-Lussac). On doit attribuer ce phénomène à ce que les acides ont plus d'affinité pour les métaux peu oxydés que pour ceux qui le sont beaucoup. *Préparation.* On fait bouillir dans des vaisseaux fermés du deutoxyde de fer avec de l'acide sulfurique étendu de deux fois son poids d'eau.

Deutochlorate. M. Vauquelin a décrit un sel résultant de l'action de l'acide chlorique sur le fer métallique, qui nous paraît être celui-ci, mais que l'on peut aussi considérer comme un mélange de *proto* et de *deutochlorate.* « Il a une couleur verdâtre et une saveur astringente; il précipite en vert par les alcalis, et se colore à peine par l'acide gallique; mais il ne tarde pas à passer au rouge. » (Voyez *Annales de Chimie*, tom. XLV, pag. 121.) Il est sans usages.

Deutonitrate. Il est le produit de l'art, d'un jaune verdâtre; il absorbe avec la plus grande facilité l'oxygène de l'air; et passe à l'état de sous-tritonitrate insoluble : on ne l'a pas encore obtenu cristallisé; il se transforme en oxyde

rouge par l'action de la chaleur (safran de mars astringent). On l'a employé quelquefois pour teindre le coton en jaune. *Préparation.* On traite le deutoxyde par l'acide nitrique faible *à froid.*

Des sels formés par le tritoxyde de fer.

367. Les dissolutions formées par le peroxyde de fer sont, en général, rouges; les alcalis en précipitent du peroxyde jaune-rougeâtre; l'hydrocyanate ferruré de potasse y fait naître un dépôt d'un bleu très foncé; l'*infusum* de noix de galle les précipite en violet noirâtre, et les hydrosulfates en noir. L'acide gallique leur communique une couleur bleue foncée.

Sous-carbonate. Il se produit lorsqu'on expose le fer à l'air humide : il est jaune-rougeâtre, insoluble dans l'eau, insipide et très peu soluble dans le gaz acide carbonique. *Préparation.* (*V.* § 233.)

Tritosulfate acide. On le trouve à la surface des cristaux de couperose verte; il est jaune orangé, doué d'une saveur acerbe, très styptique, incristallisable, soluble dans l'eau, plus soluble dans l'acide sulfurique; évaporé jusqu'à siccité, il donne une masse qui se dissout en partie dans l'eau; la portion dissoute est du sur-sulfate, et l'autre du sous-sulfate jaune. Le persulfate de fer peut être avantageusement employé, d'après M. Braconnot, pour les embaumements et pour la conservation des matières animales. Il existe encore, comme nous l'avons dit (pag. 511), un *persulfate* blanc, peu soluble dans l'eau froide quand il contient peu d'acide; il est même décomposé par l'eau, qui lui enlève peu à peu son acide et une petite quantité d'oxyde, en sorte qu'il le réduit à du peroxyde jaune-rougeâtre : s'il contient plus d'acide, l'eau le dissout complétement à toutes les températures. Il n'a point d'usages. *Préparation.* On fait bouillir le peroxyde de fer hydraté

encore humide avec de l'acide sulfurique concentré. On l'obtient aussi quelquefois en faisant chauffer le protosulfate pulvérisé avec l'acide nitrique : celui-ci se décompose, cède de l'oxygène, et porte le protoxyde à l'état de peroxyde; mais il est évident qu'on doit obtenir dans ce cas un soustritosulfate.

Tritosulfate de fer et d'ammoniaque. Sel en octaèdres incolores, solubles dans environ trois fois leur poids d'eau à 15°. On l'obtient en précipitant par le protosulfate de fer une dissolution d'or dans un mélange d'acide nitrique et d'hydrochlorate d'ammoniaque, et en abandonnant la liqueur à elle-même pendant un mois. Inusité.

Tritoiodate. Il est le produit de l'art, d'une couleur blanche, insoluble dans l'eau, soluble dans les acides et sans usages (M. Gay-Lussac). *Préparation.* (*V.* § 250.)

Tritochlorate. Les expériences faites par M. Vauquelin tendent à prouver que ce sel n'existe pas : en effet, la dissolution rouge que l'on finit par obtenir en traitant le fer par l'acide chlorique est formée de chlore et de tritoxyde de fer : aussi nous donne-t-elle par l'action de la chaleur une masse demi-transparente, de couleur de sang, soluble dans l'eau, et qui ne fuse point sur les charbons ardents. Ce produit est sans usages.

Tritonitrate acide. On ne le trouve pas dans la nature; il est ordinairement liquide, d'une couleur rouge et incristallisable; on peut cependant l'obtenir incolore au moyen d'un très grand excès d'acide. M. Vauquelin est parvenu, comme nous l'avons déjà dit (pag. 510), à le cristalliser en prismes carrés, incolores, excessivement déliquescents et très solubles dans l'eau. Il perd son acide par l'action de la chaleur, et se transforme en tritoxyde. Étendu d'eau et mêlé avec un excès de dissolution de souscarbonate de potasse, il est décomposé, et il se forme, d'une part, du nitrate de potasse soluble et du sous-tritocarbonate de fer, qui se précipite, et qui peut être dissous

en totalité ou en partie par un excès de sous-carbonate de potasse; la liqueur qui en résulte, et qui est composée de nitrate de potasse + de sous-tritocarbonate de fer dissous par du sous-carbonate de potasse, portait autrefois le nom de *teinture martiale alcaline* de Sthal. Cette teinture ne tarde pas à laisser déposer une grande partie du sous-carbonate de fer qui entre dans sa composition. *Préparation.* On obtient le nitrate de fer cristallisé et incolore en laissant pendant long-temps, dans un flacon bouché, le deutoxyde de fer avec l'acide nitrique (Vauquelin). On le prépare aussi en versant de l'acide nitrique concentré sur du fer; mais dans ce cas il est jaune, et il y a une grande portion de peroxyde formé qui ne se dissout pas dans l'acide.

Trito-hydrochlorate acide. Il est le produit de l'art; sa dissolution a une couleur jaune foncée, une saveur très styptique, et fournit, par l'évaporation, de petites aiguilles d'un jaune-serin qui attirent l'humidité de l'air; lorsqu'on les chauffe jusqu'au rouge, on obtient du gaz acide hydrochlorique, des cristaux qui se subliment sous la forme de paillettes, et qui paraissent être du chlorure de fer, enfin un produit fixe, formé probablement de chlore et de fer en d'autres proportions. *Préparation.* Premier procédé. (*Voyez* 228.) Si, au lieu de chauffer seul cet hydrochlorate, on le mêle avec du sel ammoniac solide (hydrochlorate), il se sublime une matière jaunâtre, connue sous le nom de *fleurs martiales* (*ens martis*), qui est formée de sel ammoniac et d'une petite quantité de chlorure de fer. On ne l'emploie que dans la préparation de ces fleurs.

Propriétés médicinales du fer. Les préparations ferrugineuses doivent être regardées comme toniques, astringentes et apéritives; elles déterminent la plénitude et la turgescence des vaisseaux, accélèrent la marche des humeurs, paraissent rendre la bile plus fluide, la couleur de

la peau plus intense, etc. : aussi ne les emploie-t-on jamais dans les maladies aiguës des individus pléthoriques, principalement de ceux qui ont des affections de poitrine ou qui sont sujets à l'hémoptysie. Elles sont très utiles, 1° dans les débilités d'estomac; 2° dans les engorgements scrofuleux ou laiteux des glandes; 3° dans certaines hydropisies passives, et dans la plupart des leucophlegmaties; 4° dans les hémorrhagies passives et dans les écoulements atoniques du vagin, de l'urhètre, des intestins, etc. : ainsi le flux abondant des menstrues, occasioné par le relâchement de l'utérus et la faiblesse de tous les organes, les flueurs blanches, certaines diarrhées, cèdent facilement à ces sortes de préparations; 5° dans la chlorose désignée par les auteurs sous le nom d'*ictère blanc*, où la vitalité de toutes les parties est singulièrement diminuée; 6° dans l'anémie ou privation de sang, maladie qui a beaucoup de rapport avec la précédente; 7° dans la suppression des règles provenant d'un défaut de ressort de la matrice : car elles seraient dangereuses dans le cas où il y aurait pléthore, pesanteur de la matrice, irritation, etc; 8° dans les vomissements abondants et spasmodiques : elles sont inutiles lorsque ce symptôme dépend d'une affection organique du pylore, du foie, etc.; 9° dans les affections vermineuses, suivant M. Alibert.

Parmi les préparations dont nous venons de faire l'histoire, les plus employées sont le *deutoxyde noir* (éthiops martial), les safrans de mars, astringent et apéritif (tritoxyde et carbonate de tritoxyde), et les dissolutions de carbonate ou de sulfate de fer (eaux ferrugineuses artificielles) : les deux premières s'administrent depuis 4 jusqu'à 12 ou 18 grains, sous forme sèche, et associées à divers extraits ou à des conserves toniques. Les eaux ferrugineuses se composent ordinairement avec 12 ou 15 grains de sous-carbonate ou de sulfate de protoxyde de fer, que l'on fait dissoudre dans de l'eau privée d'air : on a soin

d'opérer la dissolution du sous-carbonate à la faveur du gaz acide carbonique : l'eau ferrée est une préparation de ce genre. Des expériences récentes prouvent que la dissolution de 18 à 24 grains de sulfate de protoxyde de fer dans une pinte d'eau peut être excessivement utile pour faire cesser certaines fièvres intermittentes ; mais on ne doit jamais perdre de vue, dans l'administration de ce médicament, qu'il est vénéneux quand il est donné à forte dose. M. Smith a fait voir qu'il détermine l'insensibilité générale et la mort lorsqu'il est introduit dans l'estomac ou appliqué sur le tissu cellulaire à la dose de deux gros. Les *fleurs martiales de sel ammoniac* sont données en bols ou dans un bouillon, depuis 2 jusqu'à 12 grains : on emploie aussi, mais rarement, l'hydrochlorate de fer (muriate), et la teinture martiale alcaline de Stahl. La teinture de Bestucheff n'est que de l'alcool éthéré tenant du tritohydrochlorate de fer en dissolution. On fait souvent usage de la limaille de fer.

De l'étain.

L'étain se trouve en Allemagne, en Angleterre, à Banca, à Malaca. Il existe dans le département de la Haute-Vienne une mine d'étain assez riche pour pouvoir être exploitée avec succès : du moins tels sont les résultats de l'analyse qui en a été faite par Descostils. L'étain se rencontre toujours à l'état d'oxyde ou à l'état de sulfure.

368. Il est solide, d'une couleur semblable à celle de l'argent; il est plus dur et plus brillant que le plomb; il est assez malléable pour qu'on puisse en obtenir des lames minces ; mais il se tire mal en fil; sa pesanteur spécifique est de 7,291 : il a la singulière propriété de craquer lorsqu'il est plié, phénomène que l'on désigne sous le nom de *cri de l'étain*. *Chauffé* dans des vaisseaux fermés, il fond à 210°, et ne se volatilise pas; mais s'il a le contact de l'*air* ou du

gaz oxygène, il s'oxyde avec dégagement de calorique et de lumière, si la température est assez élevée. A froid, ces gaz n'agissent pas sur ce métal, que nous supposons parfaitement pur : car s'il contient du plomb, il ne tarde pas à être terni par leur contact.

Le gaz *hydrogène*, le *bore* et le *carbone* n'exercent aucune action sur lui. Le *phosphore* se combine avec l'étain et donne un phosphure mou, de la couleur de l'argent, moins fusible que l'étain, susceptible de se transformer en acide phosphorique et en phosphate d'étain lorsqu'on le fait chauffer à l'air; il paraît formé de 82 parties d'étain et de 18 parties de phosphore.

369. Le *soufre* s'unit directement avec l'étain, et donne deux sulfures. Le *protosulfure* existe dans la nature, combiné avec du sulfure de cuivre; il est d'un gris noirâtre, brillant, cristallisable en lames, indécomposable par le feu; il peut absorber de la vapeur de soufre et passer à l'état de deutosulfure; enfin il est décomposé par l'air et par le gaz oxygène, qui le transforment en gaz acide sulfureux et en sulfate d'étain, ou en gaz acide sulfureux et en oxyde d'étain, suivant que la température est plus ou moins élevée. Le *deutosulfure d'étain* (or mussif) ne contient pas d'oxygène. Il est le produit de l'art; chauffé dans des vaisseaux fermés, il donne du soufre qui se volatilise, et du protosulfure noir fixe; il ne se dégage pas un atome de gaz acide sulfureux; d'ailleurs, si ce deutosulfure contenait de l'oxygène, comment pourrait-on l'obtenir en chauffant parties égales d'étain et de cinnabre, corps composé seulement de soufre et de mercure? *Composition*. Le *protosulfure* est formé d'un atome d'étain, qui pèse 7,25, et d'un atome de soufre, dont le poids est 2, ou de 100 d'étain et de 27,58 d'oxygène. Dans le *persulfure*, il y a un atome de métal et 2 atomes de soufre, ou 100 d'étain et 55,16 de soufre. *Préparation*. On obtient le *protosulfure* par le premier procédé. (*Voyez* §. 206.) Le *deutosulfure* se prépare, 1° par

le deuxième procédé (*voyez* § 206) ; 2° en chauffant parties égales d'étain et de sulfure de mercure (cinnabre) : l'étain s'empare du soufre, et le mercure est mis à nu ; 3° on fait le plus ordinairement un mélange d'une partie et demie de soufre, d'une partie d'hydrochlorate d'ammoniaque, et d'une partie d'un alliage composé de parties égales d'étain et de mercure ; on le réduit en poudre fine ; on l'introduit dans un creuset que l'on soumet pendant plusieurs heures à l'action d'une douce chaleur, et l'on obtient l'or mussif sous la forme d'une masse jaunâtre, légère : le mercure qui entre dans la composition de l'alliage ne sert qu'à le rendre fragile, et par conséquent facile à pulvériser.

L'*iode* se combine avec l'étain divisé, même à une température peu élevée ; l'*iodure d'étain* pulvérisé est jaune-orangé sale, ou d'un rouge brun, suivant les proportions d'iode et d'étain ; il est très fusible, décompose l'eau, et donne naissance à de l'acide hydryotique et à de l'oxyde d'étain.

370. Si, après avoir élevé la température de l'étain, on le met en contact avec du chlore gazeux, il rougit, s'empare du gaz et passe à l'état de *deutochlorure* (liqueur fumante de Libavius). Ce deutochlorure est liquide, transparent, et doué d'une odeur piquante très forte : il ne rougit pas le papier de tournesol parfaitement desséché. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se volatilise, et peut être distillé sans éprouver la moindre décomposition, pourvu qu'il ne renferme point d'eau ; car s'il en contient, celle-ci se décompose ; son hydrogène forme avec le chlore de l'acide hydrochlorique qui se volatilise, tandis que l'oxygène se combine avec l'étain et le transforme en deutoxyde. Mis en contact avec l'air, ce liquide en absorbe rapidement la vapeur, la décompose, et passe à l'état de deuto-hydrochlorate d'étain, qui se précipite sous la forme d'une fumée excessivement épaisse. Versé dans une grande quantité d'eau, il se dissout, la décompose, et le produit

qui en résulte ne diffère pas du deuto-hydrochlorate d'étain, dont nous ferons l'histoire; s'il est mêlé avec très peu d'eau, il s'y combine rapidement, cristallise, fait entendre un petit bruit, et il y a dégagement de beaucoup de calorique. Si on le fait bouillir avec de l'acide nitrique, celui-ci est décomposé; son oxygène se porte sur l'étain et forme de l'oxyde qui se précipite, tandis que le gaz nitreux (deutoxyde d'azote) qui résulte de cette décomposition se dégage avec le chlore du chlorure, également décomposé. Le *spiritus Libavii* ne décolore pas le sulfate rouge de manganèse; le *chlore* ne perd point la propriété de décolorer l'indigo en se dissolvant dans ce liquide (M. Gay-Lussac). Il doit être conservé dans des flacons à l'émeri, dont le bouchon soit enduit d'une légère couche d'huile; sans cela on éprouve la plus grande difficulté à les déboucher. *Préparation.* Ordinairement, on met dans une cornue un mélange parfaitement pulvérisé de parties égales de deutochlorure de mercure et d'un alliage fait avec deux parties d'étain et une partie de mercure; on adapte à la cornue une allonge et un récipient, et on chauffe graduellement: le deutochlorure cède le chlore à l'étain, et le mercure est mis à nu; le *spiritus Libavii* formé se volatilise et vient se condenser dans le récipient. L'expérience ne saurait avoir un plein succès si l'appareil était humide. M. Proust prescrit de faire cette préparation en prenant quatre parties de sublimé corrosif et une partie d'étain.

On peut également obtenir le *spiritus Libavii* en faisant passer du chlore gazeux desséché à travers de l'étain pulvérisé. Il existe encore un *protochlorure* d'étain que l'on peut obtenir en faisant chauffer de l'étain et du protochlorure de mercure (calomélas); il est solide, blanc, et se transforme en proto hydrochlorate lorsqu'on le met dans l'eau. *Composition.* Le protochlorure d'étain paraît formé d'un atome de chlore (4,5) et d'un atome d'étain (7,25) ou de 100 d'étain et de 62,06 de chlore. En supposant le

deutochlorure composé de deux atomes de chlore et d'un atome d'étain, on le trouverait formé de 100 parties d'étain et de 124,12 de chlore : ce résultat diffère de celui auquel est parvenu M. J. Davy, qui croit le deutochlorur composé de 100 de métal et de 140 de chlore.

L'*azote* est sans action sur l'étain.

L'*eau* est décomposée par ce métal dont la température a été élevée; on obtient du gaz hydrogène et du deutoxyde d'étain. Il n'altère point le gaz *oxyde de carbone;* il enlève l'oxygène au *protoxyde d'azote*, et il agit probablement de même sur le gaz deutoxyde.

Il n'altère point l'acide *borique;* on ignore quelle est son action sur le gaz acide *carbonique;* il s'empare de l'oxygène de l'acide *phosphorique*, pourvu que la température soit assez élevée; il n'agit pas à froid sur l'acide *sulfurique* concentré; mais si on chauffe le mélange, il y a décomposition d'une portion de l'acide, dégagement de gaz acide sulfureux et production de sulfate d'étain. On ne connaît pas l'action de l'acide *sulfureux* sur ce métal; il en est de même de celle qu'exercent les acides *iodique* et *chlorique.* L'acide *nitrique* concentré agit sur lui comme sur le fer; il le transforme en deutoxyde blanc insoluble dans cet acide à chaud, et il y a production de nitrate d'ammoniaque. (*Voyez* p. 506) Si l'acide *nitrique* est un peu étendu d'eau, et qu'on le fasse agir sur ce métal, il le fait passer à l'état de protoxyde, qui se dissout en partie dans l'acide non décomposé : la portion non dissoute se transforme, lorsqu'on la dessèche à la température de 55°, en une masse blanche, demi transparente, friable, connue sous le nom d'*hydrate d'étain*, et composée de 100 parties de protoxyde et de 24 d'eau. Si, au lieu de dessécher ainsi cet oxyde, on le laisse à l'air libre, il retient deux fois autant d'eau que le précédent, et il conserve une belle couleur blanche et un lustre soyeux qui le rendent très agréable à l'œil (Thomson). L'acide *nitreux* est rapidement décomposé

par l'étain. Chauffé avec du gaz acide *hydrochlorique*, il s'empare du chlore et met l'hydrogène à nu. Si l'acide hydro-chlorique est liquide, il décompose l'eau qui entre dans sa composition, se combine avec l'oxygène pour passer à l'état de protoxyde d'étain soluble dans l'acide hydrochlorique, tandis que l'hydrogène se dégage: ce phénomène a même lieu à froid. Il décompose également le gaz acide *hydro-sulfurique*, se combine avec le soufre, et met le gaz hydrogène à nu. Il n'exerce aucune action sur l'acide hydro-phtorique.

L'étain peut se combiner avec plusieurs des métaux précédemment étudiés, savoir, 1° avec le potassium; 2° avec le sodium; 3° avec le fer. En faisant fondre huit parties d'étain et une partie de fer, et en recouvrant le tout de verre pilé, on obtient un alliage cassant, fusible au-dessous de la chaleur rouge, que l'on peut employer pour étamer le cuivre.

Le *fer-blanc* doit être considéré comme une lame de fer dont toutes les surfaces sont combinées avec de l'étain, par conséquent comme un véritable alliage. Cet alliage offre une cristallisation manifeste, même à l'état nu; mais on peut lui donner une apparence cristalline plus prononcée et un chatoiement fort agréable, lorsqu'on le traite convenablement par les acides. La découverte de cet art, qui constitue le *moiré métallique*, est due à M. Alard.

Procédé. On fait chauffer légèrement une feuille de fer-blanc (celui d'Angleterre doit être préféré); on l'humecte partout avec une éponge trempée dans un mélange d'acide (1); le moiré se forme en moins d'une minute; on

---

(1) Voici les mélanges les plus convenables d'après M. Herpin de Metz: 1° 2 parties d'acide nitrique, 2 d'acide hydrochlorique, 3 ou 4 d'eau distilleé; 2° parties égales d'eau et d'acides nitrique, hydro-chlorique, sulfurique; 3° 4 parties

trempe la feuille dans l'eau froide, et on la lave en la frottant légèrement avec un peu de coton ou la barbe d'une plume, imprégnés d'eau de rivière, et mieux d'eau distillée contenant une cuillerée d'acide par litre; il importe que ce lavage soit pratiqué au moment convenable, c'est-à-dire lorsqu'on aperçoit quelques taches grises et noires se former : après l'avoir lavé, on le laisse sécher. Dans le cas où on ne voudrait pas le vernir de suite, on le recouvrirait d'une couche un peu épaisse de gomme arabique dissoute dans l'eau. Les nuances colorées que l'on voit sur le *moiré* sont dues à des vernis colorés et transparents. *Théorie du moiré.* Le fer-blanc, dès le moment de sa formation, offre une cristallisation visible même à l'œil nu, mais qui étant recouverte d'une couche d'étain fort mince et sans forme régulière, ne s'aperçoit bien que lorsque cette couche a été enlevée par les acides.

Usages de l'étain. L'étain est employé dans la préparation de l'alliage des cloches et des canons, de l'or mussif, de la potée et des divers sels d'étain; on s'en sert pour étamer le cuivre, pour faire la soudure des plombiers, pour mettre les glaces au tain, etc. Il est regardé par plusieurs médecins comme vermifuge, et administré comme tel en limaille, à la dose de 1, 2, 3, 6 gros, dans quelques cuillerées d'un liquide anthelmintique; on l'a préconisé dans la lèpre; enfin il entre dans la composition antihectique de Potérius, et dans le *lilium* de Paracelse. On a abandonné depuis long-temps les pilules antihystériques, joviales et autres, dont l'étain ou quelques-uns de ses sels faisaient la base.

Poids d'un atome d'étain. Le peroxyde d'étain est formé

---

d'acide nitrique, une d'hydrochlorate d'ammoniaque; 4° 4 d'acide nitrique, une d'hydrochlorate de soude, 2 d'eau distillée.

de 100 parties de métal et de 27,58 d'oxygène : en le considérant comme un composé de deux atomes d'oxygène, dont le poids est 2 et d'un atome de métal, le poids de ce dernier sera de 7,25 (Thomson).

371. *Extraction.* On n'exploite guère que les mines d'oxyde; on commence par les bocarder pour les séparer de la gangue ou des terres avec lesquelles elles sont mêlées; on y parvient facilement en faisant couler sur la mine, posée sur une planche légèrement inclinée, de l'eau qui n'entraîne que la gangue, beaucoup plus légère que le minerai : alors on chauffe fortement l'oxyde avec du charbon mouillé; l'étain mis à nu tombe sur le sol, et de là dans un bassin. Si on ne mouillait pas le charbon, une portion d'oxyde serait entraînée par le vent des soufflets. Si la mine contient des sulfures de fer et de cuivre, on la grille pour la transformer en sulfates de fer et de cuivre, et en oxydes de fer, de cuivre et d'étain; on traite ces produits par l'eau, qui ne dissout que les sulfates; on lave les oxydes sur des tables légèrement inclinées : ceux de fer et de cuivre, plus légers que celui d'étain, sont entraînés; celui-ci reste donc presque pur. S'il contenait encore de l'oxyde de fer, on séparerait ce dernier au moyen du barreau aimanté. L'oxyde d'étain ainsi obtenu est traité par le charbon, comme nous venons de le dire.

Des oxydes d'étain.

On connaît deux oxydes d'étain.

372. *Protoxyde.* Il est le produit de l'art, blanc lorsqu'il est uni avec l'eau, gris-noirâtre quand il a été desséché; indécomposable par le feu; il absorbe facilement le gaz oxygène pur ou celui qui est contenu dans l'air, et passe à l'état de deutoxyde : cette absorption a même lieu avec dégagement de calorique et de lumière lorsque la température est assez élevée. Il ne peut point se tranformer en

carbonate à l'air. Traité par la potasse liquide, il se dissout; la dissolution, filtrée et abandonnée à elle-même dans un flacon bouché, laisse précipiter, au bout d'un certain temps, de l'étain métallique, et se trouve contenir alors du deutoxyde d'étain (Proust). Ces faits prouvent que le protoxyde a été décomposé par la potasse, et transformé en deutoxyde d'étain soluble dans l'alcali, et en étain métallique. Il n'a point d'usages. Il est formé, d'après Thomson, de 100 parties de métal et de 13,79 d'oxygène, ou d'un atome d'oxygène et d'un atome d'étain : d'où il suit que le poids d'un atome de protoxyde est de 8,25. On l'obtient en décomposant le proto-hydrochlorate d'étain par l'ammoniaque, et en lavant le précipité.

373. *Deutoxyde.* On le trouve souvent dans la nature; il existe en Angleterre, en Espagne, en Bohême, en Saxe, à Banca, à Malaca, etc. Il est blanc, et ne passe pas au noir par la dessiccation; il est fusible, indécomposable au feu, et ne peut plus absorber d'oxygène. Il se dissout très bien dans la potasse ou la soude, au point que plusieurs chimistes le regardent comme un acide auquel ils donnent le nom d'*acide stannique.* On se sert de l'oxyde d'étain naturel pour extraire le métal. Il entre dans la composition de la potée, préparation dont on se sert pour polir les glaces, et qui est presque entièrement formée de deutoxyde d'étain et de protoxyde de plomb. Le deutoxyde d'étain est composé d'un atome de métal et de deux atomes d'oxygène, ou de 100 de métal et de 27,58 d'oxygène. On l'obtient en traitant l'étain en grenaille par l'acide nitrique bouillant : il se produit une vive effervescence, et l'oxyde est formé; on le lave et on le fait sécher.

Des sels formés par le protoxyde d'étain.

374. Les dissolutions salines d'étain peu oxydé, exposées à l'air, se troublent, absorbent de l'oxygène, et don-

nent un précipité qui est tantôt du deutoxyde, tantôt un sous-sel au deuxième degré d'oxydation. Le *chlore* les transforme en deutosels. (Voy. *Action du chlore sur les sels de protoxyde de fer.*) L'acide sulfureux est décomposé par elles, leur cède de l'oxygène, et il y a du soufre précipité. Les hydrosulfates de potasse, de soude ou d'ammoniaque, et l'acide hyro-sulfurique, les décomposent, et en précipitent un hydrosulfate de protoxyde couleur de chocolat. La *potasse*, la *soude* et l'*ammoniaque*, y font naître un précipité blanc de protoxyde, soluble dans un excès de potasse et de soude : suivant quelques chimistes, ce précipité est composé de deutoxyde d'étain et d'étain métallique. (Voy. *Protoxyde d'étain.*) La *cochenille* y occasione un précipité cramoisi pur; l'*hydrocyanate* ferruré de potasse y fait naître un précipité blanc.

Protosulfate. Ce sel est un produit de l'art; il est peu soluble dans l'eau, et susceptible de donner, par une évaporation lente, des prismes longs et très minces. Lorsqu'on le fait bouillir avec l'acide sulfurique concentré, il passe à l'état de deutosulfate (Berthollet fils). Il n'a point d'usages. *Préparation.* On l'obtient en versant de l'acide sulfurique concentré dans une dissolution d'hydrochlorate de protoxyde d'étain; il se précipite sous la forme d'une poudre blanche.

Protonitrate. On ne le trouve pas dans la nature. Il est ordinairement sous la forme d'un liquide jaunâtre, acide, incristallisable, que l'on peut transformer, par la simple évaporation, en deutoxyde d'étain : dans ce cas, l'acide nitrique est décomposé, et cède l'oxygène au protoxyde; exposé à l'air, il en absorbe l'oxygène, et il se précipite du deutoxyde, phénomène qui dépend de ce que l'acide nitrique ne se trouve plus assez abondant pour tenir cet oxyde en dissolution. Il est sans usages. *Préparation.* On met sur le métal divisé, à l'abri du contact de l'air, et *à la température ordinaire*, de l'acide nitrique, dont la

pesanteur est de 1,114 : une portion de l'acide se décompose pour oxyder le métal ; l'autre portion dissout l'oxyde formé.

Hydrochlorate. Il est le produit de l'art ; on l'obtient sous la forme de petites aiguilles blanches, d'une saveur fortement styptique, rougissant l'*infusum* de tournesol, et très solubles dans l'eau : exposé à l'air, il passe à l'état de sous-deuto-hydrochlorate insoluble. L'eau distillée ne trouble point cette dissolution pure ; mais si elle est mêlée avec l'hydrochlorate de protoxyde d'antimoine, elle est fortement précipitée par ce liquide, qui non-seulement décompose le sel d'antimoine, mais qui précipite encore une grande partie de l'oxyde d'étain, comme M. Thénard l'a prouvé. Les acides nitrique et nitreux sont décomposés par ce sel à la température ordinaire ; ils lui cèdent une portion de leur oxygène, et se transforment en gaz deut toxyde d'azote ; la dissolution se trouble, et passe à l'étas de sous-deuto-hydrochlorate d'étain insoluble. Les sels de fer très oxydés sont aussi décomposés par cette dissolution, et ramenés à un degré d'oxydation inférieur : il en est de même de plusieurs autres préparations métallique-dont nous parlerons par la suite. L'hydrochlorate de protoxyde d'étain est rarement employé dans les arts ; celui dont on se sert ordinairement est un mélange de beaucoup de proto-hydrochlorate et de sous-deuto-hydrochlorate. On n'en fait plus usage en médecine ; il agit comme les poisons irritants, et détermine la mort au bout de quinze à dix-huit heures, lorsqu'il est administré à la dose d'un gros ou un gros et demi. Le lait le décompose complétement et avec la plus grande rapidité, et doit être considéré comme son antidote. *Préparation.* On l'obtient en faisant chauffer le métal *très divisé* avec l'acide hydro-chlorique liquide et concentré ; il est convenable d'agir dans une cornue à laquelle on adapte un récipient, pour ne pas perdre l'acide hydro-chlorique qui se volatilise : l'eau est décom-

posée pour oxyder le métal, et il se dégage du gaz hydrogène. L'hydrochlorate formé cristallise par le refroidissement : on doit le conserver à l'abri du contact de l'air.

Proto-hydrosulfate. Il est le produit de l'art, d'une couleur semblable à celle du chocolat, insoluble dans l'eau, insipide et sans usages. *Préparation.* (*Voy.* p. 337.)

Des sels formés par le deutoxyde d'étain.

375. Les sels solubles formés par le deutoxyde d'étain étant saturés d'oxygène, ne se troublent plus par leur exposition à l'air, ni par leur mélange avec le chlore, l'acide sulfureux, les acides nitrique, nitreux, etc. ; les hydrosulfates solubles, et l'acide hydro-sulfurique *concentré* en précipitent de l'hydrosulfate d'étain *jaune* soluble dans l'ammoniaque. La *potasse*, la soude et l'ammoniaque en séparent le deutoxyde, qui se dissout très facilement dans un excès de potasse ou de soude ; la cochenille y occasione un précipité écarlate ; l'hydrocyanate ferruré de potasse les précipite en blanc.

Deuto-sulfate. Il est le produit de l'art ; on l'obtient sous la forme d'un liquide acide et incristallisable ; évaporé jusqu'en consistance sirupeuse, et traité par l'eau, il laisse précipiter une certaine quantité d'oxyde (Berthollet fils). Il est sans usages. *Préparation.* On fait bouillir le proto-sulfate d'étain avec l'acide sulfurique concentré.

Deuto-nitrate. Peu connu : il existe pourtant, car le deutoxyde d'étain se dissout à froid dans l'acide nitrique sans dégagement de gaz nitreux. Il serait impossible de le former à l'aide de la chaleur, le deutoxyde étant insoluble dans l'acide nitrique à une température élevée.

Deuto-hydrochlorate. Il est le produit de l'art. Comme le proto-hydrochlorate, il a une saveur styptique, cristallise en petites aiguilles et rougit l'*infusum* de tournesol ; il est déliquescent ; on s'en sert avec grand succès, comme

mordant, dans la teinture écarlate. *Préparation*. On peut l'obtenir en mettant le *per-chlorure* dans l'eau, ou en faisant passer du chlore gazeux à travers une dissolution d'hydrochlorate de protoxyde, ou bien en traitant l'étain par l'eau régale.

On vend dans le commerce un *sel d'étain* que l'on emploie beaucoup dans les manufactures, et qui est composé de proto-hydrochlorate, de sous-deuto-hydrochlorate d'étain et d'un sel ferrugineux : il diffère du proto-hydrochlorate par les propriétés suivantes ; l'eau distillée ne le dissout jamais entièrement, ce qui dépend de l'insolubilité du sous-deuto-hydrochlorate qu'il contient ; les hydrosulfates de potasse, de soude, d'ammoniaque, en précipitent une poudre noirâtre, tandis que le précipité qu'ils forment dans le proto-hydrochlorate a la couleur du chocolat, etc. On se sert de ce sel d'étain dans les manufactures de porcelaine, pour faire le pourpre de Cassius (*voyez* art. *Or*), et dans les fabriques de toiles peintes, comme nous le dirons par la suite.

Du cadmium.

376. Le cadmium existe dans plusieurs variétés de *calamine* et de *blende*. Il a été découvert par M. Stromeyer en 1817 ; il ressemble à l'étain par sa couleur, son éclat, sa ductilité, et le cri qu'il fait entendre lorsqu'on le ploie ; il est cependant plus dur que ce métal, et il le surpasse en ténacité ; on peut le réduire en fils et en feuilles très minces ; néanmoins il s'écaille çà et là par une percussion soutenue ; sa texture est parfaitement compacte, et sa cassure crochue. Sa pesanteur spécifique, à la température de 25° th. centigr. est de 8,6350. On peut l'obtenir cristallisé en octaèdres, et alors il présente à sa surface l'apparence de feuilles de fougère. Chauffé avec le contact de l'air, il brûle aussi facilement que l'étain, et donne un oxyde d'un jaune brunâtre

très fixe et indécomposable par la chaleur. Le *phosphore* se combine facilement avec le cadmium et produit un phosphure gris d'un éclat faiblement métallique, susceptible de se transformer en phosphate par l'action du feu et de l'air. Le *soufre* s'unit difficilement avec ce métal; mais on peut obtenir un *sulfure* en faisant chauffer un mélange d'oxyde de cadmium et de soufre : ce produit est d'une couleur jaune tirant à l'orange; il devient brun et cramoisi lorsqu'on le chauffe, mais il reprend sa couleur primitive par le refroidissement; il n'est fusible qu'à la chaleur d'un rouge blanc; tout porte à croire qu'il pourra être employé avec succès dans la peinture; il est formé de 100 parties de métal et de 28,172 de soufre. L'*iode* peut se combiner avec le cadmium et former un *iodure* qui est sous la forme de belles tables hexaèdres, incolores, transparentes, inaltérables à l'air, douées d'un éclat métallique tirant au nacré. Elles sont formées de 100 parties de métal et de 227,43 d'iode.

Les acides *sulfurique*, *hydrochlorique*, étendus d'eau, l'attaquent et le dissolvent avec dégagement d'hydrogène. (L'eau est décomposée.) L'acide *nitrique* le dissout facilement à froid; l'acide *acétique* ne le dissout qu'à l'aide de la chaleur.

Le cadmium peut s'unir avec la plupart des métaux avec lesquels on le chauffe, pourvu qu'on évite le contact de l'air : les alliages produits sont pour la plupart aigres et incolores.

Poids de l'atome de cadmium. En admettant avec Stromeyer, que l'oxyde de cadmium est formé de 100 de métal et 14,352 d'oxygène, il sera aisé de conclure, si l'oxyde est composé d'un atome d'oxygène et d'un atome de métal, que le poids de ce dernier doit être 7.

Extraction. On dissout dans l'acide sulfurique, les blendes qui contiennent du cadmium; on fait passer dans la dissolution acide un courant de gaz acide hydro-sulfurique (hydrogène sulfuré) qui y détermine la formation d'un

précipité : on lave celui-ci ; on le fait dissoudre dans l'acide hydro-chlorique concentré, et on dégage par l'évaporation l'acide surabondant. On dissout le résidu dans l'eau et on le précipite par un excès de sous-carbonate d'ammoniaque, qui jouit de la propriété de redissoudre le zinc et le cuivre que l'acide hydro-sulfurique aurait pu précipiter. On lave le carbonate de cadmium précipité, et on le chauffe pour le priver de l'acide carbonique : l'oxyde obtenu est mêlé avec du noir de fumée et chauffé dans une cornue de verre ou de terre pour en avoir le métal.

Suivant M. Herapath, il y aurait de l'avantage à extraire le cadmium en distillant les mines de zinc avec du charbon : le cadmium, dit-il, s'élève avant le zinc, et le premier produit de la distillation doit être plus riche en cadmium que le dernier ; mais il est probable, comme l'a observé M. Gay-Lussac, que lors même que ces deux métaux différeraient davantage en volatilité, leur séparation serait toujours très incomplète par ce moyen, le zinc étant en proportion beaucoup plus considérable que le cadmium.

De l'oxyde de cadmium.

377. Cet oxyde offre des nuances variées suivant les circonstances dans lesquelles il s'est formé. Il est d'un jaune brunâtre, d'un brun clair, d'un brun foncé et même noirâtre. Il est fixe, infusible et indécomposable à la plus forte chaleur blanche. Le charbon lui enlève son oxygène avant la chaleur rouge. Il est insoluble dans l'eau, mais dans quelques circonstances, il forme un hydrate incolore qui ne tarde pas à absorber l'acide carbonique de l'air, et dont on peut séparer l'eau par l'action de la chaleur. Il est insoluble dans la potasse et dans la soude ; l'ammoniaque le dissout facilement : il blanchit d'abord et se change en hydrate. Il se combine facilement avec les acides, et forme

des sels. Il est composé de 100 parties de métal et de 14,352 d'oxygène. On l'obtient en décomposant un sel soluble de cadmium par la potasse.

Des sels de cadmium.

378. Les sels solubles de cadmium sont presque tous incolores, doués d'une saveur acerbe métallique : ils ne sont point précipités par l'eau. La potasse et la soude en séparent l'oxyde à l'état d'hydrate blanc, qu'elles ne redissolvent pas, comme cela a lieu avec les sels de zinc. L'ammoniaque les précipite également ; mais l'hydrate est facilement redissous par un excès d'alcali. Les sous-carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque y produisent un précipité blanc qui est un carbonate anhydre. Le sous-phosphate de soude y fait naître un précipité blanc pulvérulent, tandis qu'il fournit avec les sels de zinc de belles paillettes cristallines. L'acide hydro-sulfurique et les hydro-sulfates les précipitent en jaune ou en orange : ce dépôt ressemble par sa couleur à l'orpiment, mais il en diffère, parce qu'il est plus pulvérulent, et surtout par sa fixité, et parce qu'il se dissout facilement dans l'acide hydro-chlorique concentré. L'hydrocyanate ferruré de potasse (prussiate) précipite les dissolutions de cadmium en blanc. La noix de galle ne les trouble point. Le zinc en précipite le cadmium à l'état métallique, sous la forme de feuilles dendritiques qui s'attachent au zinc.

Borate. Il est à peine soluble dans l'eau. A l'état sec, il est formé de 72,12 d'oxyde et de 27,88 d'acide.

Carbonate. Il est pulvérulent, insoluble dans l'eau, décomposable au feu en acide et en oxyde. Il est formé de 100 parties d'acide et de 292,88 d'oxyde.

Phosphate. Il est pulvérulent, insoluble dans l'eau, et fusible avant la chaleur d'un rouge-blanc; il est formé de 100 parties d'acide et de 225,49 d'oxyde.

Sulfate. Il cristallise en gros prismes droits, rectangulaires, transparents, semblables à ceux du sulfate de zinc, et très solubles dans l'eau. Il s'effleurit facilement à l'air. Il se transforme, à une température élevée, en sous-sulfate qui cristallise en paillettes. Le sulfate neutre est formé de 100 parties d'acide et de 161,120 d'oxyde. Cent parties de ce sel prennent 34,26 d'eau de cristallisation. Des observations récentes, qui demanderaient à être confirmées, tendent à prouver que l'on peut employer utilement ce sulfate, dans tous les cas même invétérés d'obscurcissement de la cornée avec inflammation chronique, dans lesquels en général les astringents sont indiqués, et de plus dans les cas où des nuages et des taies ne sont pas accompagnés d'inflammation chronique, mais d'une espèce de boursouflement spongieux de la cornée. On emploierait un grain de sulfate dans deux à quatre gros d'eau; on appliquerait une goutte de cette solution sur l'œil, trois ou quatre fois par jour.

Nitrate. Il est sous la forme de prismes et d'aiguilles ordinairement groupés en rayons : il attire l'humidité de l'air. Il est formé de 100 parties d'acide et de 117,58 d'oxyde. Cent parties de nitrate sec absorbent 28,31 d'eau de cristallisation.

Hydro-chlorate (chlorure de quelques chimistes). Il cristallise en petits prismes rectangulaires, transparents, très solubles dans l'eau, fusibles avant la chaleur rouge, et susceptibles de se sublimer, à une température plus élevée, en petites lames micacées. On le croit composé de 61,39 de cadmium et de 38,61 de chlore.

Des métaux de la quatrième classe.

379. Les principaux caractères assignés par M. Thénard aux quatorze métaux compris dans cette classe (1) sont, 1° de ne décomposer l'eau ni à chaud ni à froid; 2° d'absorber l'oxygène à une température élevée; 3° de donner des oxydes irréductibles par la chaleur seule.

L'acide *sulfurique* agit sur eux à peu près comme sur les métaux de la troisième classe; il en est de même de l'acide *nitrique*, excepté que, dans quelques circonstances, il les fait passer à l'état d'acide, L'acide *hydro-chlorique* liquide peut en dissoudre quelques-uns après les avoir oxydés; en effet, l'eau se décompose, son oxygène se combine avec le métal, et l'hydrogène se dégage; la décomposition de l'eau qui, comme nous l'avons dit, ne serait pas opérée par le métal seul, a lieu ici en vertu d'une double affinité; savoir : 1° celle du métal pour l'oxygène; 2° celle de l'oxyde prêt à se former pour l'acide hydro-chlorique.

Des produits oxydés de la quatrième classe.

380. Ces produits sont ou des acides ou des oxydes. Les premiers rougissent, en général, l'*infusum* de tournesol et s'unissent aux alcalis pour former des sels; les autres ne changent point la couleur du tournesol; quelques-uns d'entre eux se combinent avec les acides pour donner naissance à des sels.

---

(1) Nous croyons devoir ajouter aux treize métaux compris dans la quatrième classe de l'ouvrage de M. Thénard, le *plomb*.

Des sels de la quatrième classe.

381. On trouve dans cette classe des sels produits, 1° par un des oxydes de la classe et par un acide non métallique; 2° par un acide métallique et par un oxyde quelconque : tels sont, par exemple, les *arséniates*. Les premiers, lorsqu'ils sont solubles, sont décomposés par la potasse, la soude ou l'ammoniaque, par les hydrosulfates, et presque toujours par l'hydro-cyanate ferruré de potasse (prussiate).

De l'arsenic.

On trouve l'arsenic, 1° à l'état natif; 2° à l'état d'oxyde; 3° combiné avec le soufre et quelques métaux; 4° enfin, il entre dans la composition de certains arséniates que l'on rencontre quelquefois dans la nature.

L'arsenic est un métal solide, gris d'acier et brillant lorsqu'il est récemment préparé; sa texture est grenue et quelquefois écailleuse, sa dureté peu considérable, sa fragilité très grande; sa pesanteur spécifique est de 5,789, d'après les expériences publiées par M. Guibourt en 1826; il répand une légère odeur lorsqu'on le frotte entre les mains; il est insipide.

382. Exposé à l'action du calorique dans des vaisseaux clos, l'arsenic se sublime à la température de 180°, et cristallise en tétraèdres sans se fondre ni éprouver la moindre altération : il faut, pour en obtenir la fusion, le chauffer sous une pression beaucoup plus forte que celle de l'atmosphère. Si on le met en contact avec le gaz *oxygène*, et qu'on élève sa température, il passe à l'état d'acide arsenieux qui se sublime; l'absorption de l'oxygène a lieu avec dégagement de calorique et de lumière bleuâtre. Les mêmes phénomènes se produisent si on substitue l'*air* au gaz oxygène, comme on peut s'en convaincre en jetant quelques gros d'arsenic métallique dans un têt rouge et évasé; les vapeurs blanches

qui se forment dans ces circonstances ont une odeur analogue à celle de l'ail, et sont très dangereuses à respirer.

Propriété essentielle. Quelques chimistes pensent que l'arsenic, soumis à l'action de l'air ou du gaz oxygène humide, passe à l'état de protoxyde noir qui ternit l'éclat du métal. M. Proust ne croit pas devoir admettre cet oxyde et le regarde comme formé d'arsenic métallique et d'acide arsénieux, puisqu'en le chauffant directement dans des vaisseaux fermés, on en retire ces deux corps. Quoi qu'il en soit, ce produit, qui ne diffère pas de la poudre aux mouches, attire promptement l'humidité de l'air, se pelotone et prend un aspect cendré rougeâtre; s'il est accumulé en assez grande quantité, il s'échauffe, s'embrase, et met le feu aux substances avides d'oxygène dans lesquelles il est enfermé. Il est arrivé un accident de cette nature dans un des magasins de la rue des Lombards.

383. Le gaz *hydrogène* peut se combiner directement avec l'arsenic : il suffit pour cela de le mettre en contact avec le gaz qui se produit en décomposant l'eau par la pile électrique : il se forme dans ce cas un *hydrure solide.* Il existe encore un produit gazeux formé aussi de ces deux éléments, que l'on ne peut pas obtenir directement, et dont nous indiquerons le mode de préparation plus bas. *L'hydrure* d'arsenic est solide, inodore, insipide, brun rougeâtre, terne, et indécomposable à une chaleur voisine du rouge-cerise : chauffé avec le gaz oxygène ou avec l'air, il se décompose et se transforme en eau et en acide arsénieux : dans ce cas, l'absorption de l'oxygène a lieu avec dégagement de calorique et de lumière. Il est sans usages.

Hydrogène arsenié. On ne trouve jamais ce gaz dans la nature; il est incolore et doué d'une odeur fétide, et nauséabonde. Un décimètre cube pèse, d'après M. Davy, $0^{gr},9714$; il ne rougit point les couleurs bleues végétales. Soumis à un courant d'étincelles électriques, il paraît se

décomposer en hydrure d'arsenic et en gaz hydrogène : il est probable qu'il serait également décomposé par une forte chaleur. Il peut être liquéfié, suivant M. Stromeyer, à un froid de 30°—0°. Chauffé avec une suffisante quantité de gaz oxygène, il se transforme en eau et en acide arsenieux, et il y a dégagement de lumière. Il est décomposé par l'eau aérée; l'oxygène de l'air contenu dans ce liquide transforme l'hydrogène en eau et l'arsenic en acide arsénieux.

Propriété essentielle. Lorsqu'il est en contact avec l'air, il peut être enflammé au moyen d'une bougie allumée; à mesure qu'il absorbe l'oxygène, les parois de la cloche qui le renferme se tapissent d'une matière brunâtre, que M. Thénard pense être de l'hydrure d'arsenic. Il s'enflamme aussi dans le chlore, qui le décompose, et il se forme de l'acide hydro-chlorique et du chlorure d'arsenic. Il est également décomposé par le soufre, qui s'unit à l'hydrogène, et donne naissance à de l'acide hydro-sulfurique, tandis que l'arsenic passe à l'état de sulfure d'arsenic à l'aide d'une certaine quantité de soufre. Le zinc, l'étain, le potassium et le sodium le décomposent aussi à une température élevée, s'emparent de l'arsenic et mettent l'hydrogène à nu. Cent parties de ce gaz en volume contiennent 140 parties de gaz hydrogène. Son action sur l'économie animale est des plus délétères. M. Gehlen, professeur distingué de l'académie de Munich, cherchait à juger par l'odeur le moment où le gaz commencerait à se dégager; à peine une heure s'était écoulée, qu'il fut attaqué de vomissements continuels, avec frissons et une faiblesse alarmante : il expira après neuf jours de souffrances atroces, et cependant la quantité de métal qu'il pouvait avoir respiré était infiniment petite. Ce gaz paraît agir sur le système nerveux. Il n'est pas employé.

Préparation. On soumet à l'action d'une douce chaleur une fiole munie d'un tube recourbé, contenant une partie

d'alliage d'étain et d'arsenic réduit en poudre (*V.* p. 545) et 4 ou 5 parties d'acide hydro-chlorique; le gaz hydrogène arsénié se dégage; et il reste dans la fiole de l'hydrochlorate d'étain. *Théorie.* L'eau de l'acide hydro-chlorique est décomposée; son oxygène oxyde l'étain, tandis que l'hydrogène s'unit à l'arsenic, et forme le gaz dont nous parlons. M. Serullas préfère le procédé suivant: il fait un alliage de potassium, d'antimoine et d'arsenic, en chauffant fortement deux parties d'antimoine, autant de crême de tartre et une partie d'arsenic (V. *Tartrate acidule de potasse,* tome II); il suffit de mettre cet alliage en contact avec l'eau pour obtenir de l'hydrogène saturé d'arsenic.

Le *bore* et le *carbone* n'exercent pas d'action sur l'arsenic. Le *phosphore* chauffé avec la poudre de ce métal, à l'abri du contact de l'air, se combine avec lui, et donne un phosphure brillant, cassant, décomposable par l'air ou par le gaz oxygène, à une température élevée: il se forme, dans ces cas, de l'acide phosphorique fixe et de l'acide arsenieux qui se volatilise, et il y a dégagement de calorique et de lumière. Ce phosphure est sans usages.

Le *soufre* peut s'unir avec l'arsenic, et donner deux sulfures, l'orpiment et le réalgar. 1° *Orpiment naturel.* Il existe en Hongrie, en Transilvanie, en Géorgie, en Valachie, en Natolie, et dans diverses parties de l'Orient. Il est solide, d'une belle couleur jaune-citron, insipide, inodore et lamelleux; sa pesanteur spécifique est de 3,45; il fond plus facilement que l'arsenic et ne tarde pas à se volatiliser. L'air et le gaz oxygène le transforment en gaz acide sulfureux et en acide arsenieux, pourvu que la température soit élevée. Il est composé de 163 parties d'arsenic et de 100 parties de soufre. Introduit dans l'estomac des chiens, à la dose de 1 à 2 gros, il détermine la mort au bout de trente-six ou quarante-huit heures, et l'on

trouve les tissus du canal digestif plus ou moins enflammés. *Orpiment artificiel* (sulfure jaune d'arsenic). On l'obtient en décomposant une dissolution aqueuse d'acide arsenieux par le gaz acide hydro-sulfurique ; il se forme de l'eau, et du sulfure qui se précipite. On le prépare également en sublimant un mélange d'arsenic et de soufre à une chaleur insuffisante pour en opérer la fusion. Il agit sur l'économie animale avec plus d'énergie que le précédent, puisque 18 grains suffisent pour occasioner la mort des mêmes animaux en quinze ou dix-huit heures (expériences de M. Smith). Il est employé dans les manufactures de toiles peintes, pour dissoudre l'indigo; les peintres s'en servent aussi quelquefois. Il entre dans la composition du baume vert, du collyre de Lanfranc, etc. On l'emploie rarement seul ; on en a cependant fait usage dans les suppurations atoniques compliquées de fongosités, dans les exanthèmes chroniques; mais il est presque généralement abandonné. Il est formé de 100 parties d'arsenic et de 72,41 de soufre. 2° *Réalgar naturel.* On trouve ce sulfure au Saint-Gothard, en Transilvanie, en Saxe, en Bohême; on le rencontre presque toujours aux environs des volcans. Il est solide, d'une couleur rouge orangée, sans saveur, il se fond plus facilement que l'orpiment, et se volatilise; l'air et le gaz oxygène agissent sur lui comme sur le précédent. Il est composé de 233 parties d'arsenic et de 100 de soufre. Ces analyses, faites par M. Laugier, prouvent que les sulfures naturels ne sont pas formés des mêmes proportions que les sulfures artificiels. On s'en sert quelquefois en peinture; les Chinois l'emploient pour faire des vases dans lesquels ils mettent du vinaigre qui acquiert des propriétés pugatives. Quarante grains de ce sulfure natif, appliqués sur la cuisse d'un chien de huit pouces de haut, déterminèrent la mort au bout de six jours : les intestins offraient des ulcérations miliaires et des rides noirâtres. Un gros 26 grains du même sulfure préparé dans les labora-

toires, appliqué sur la cuisse d'un autre chien, lui firent éprouver, le troisième jour, des convulsions qui se terminèrent le soir du même jour par la mort. On trouva, vers le pylore, des ulcérations à fond noir; l'intérieur du rectum offrait plusieurs rides rouges et des tubercules livides. Il n'est pas employé en médecine. *Réalgar artificiel.* On l'obtient en faisant fondre dans un creuset couvert un mélange de soufre et d'arsenic.

L'*iode* se combine avec l'arsenic et donne une iodure d'un *rouge pourpre* foncé, ayant des propriétés acides.

Lorsqu'on projette de l'arsenic pulvérisé dans du *chlore* gazeux, ce gaz est absorbé et solidifié par le métal; il y a dégagement de calorique et de lumière, et formation de *chlorure* d'arsenic (beurre d'arsenic), qui paraît sous la forme de fumées blanches, épaisses, qui ne tardent pas à se condenser en un liquide transparent, incolore, d'une consistance huileuse, susceptible de se congeler, volatil et très caustique : il se transforme en hydrochlorate lorsqu'on le met dans l'eau. Il est formé de 21,9 parties d'arsenic et de 33,6 de chlore. Si on le considère comme résultant de l'union de deux atomes d'arsenic, qui pèsent 9,50, et de trois atomes de chlore, dont le poids est de 13,5, on le trouvera composé de 23,6 d'arsenic et de 33,6 de chlore. *Préparation.* Il s'obtient comme le deuto-chlorure d'étain (*V.* page 524), excepté qu'il faut employer six parties de sublimé corrosif contre une d'arsenic.

L'*azote* n'agit pas sur l'arsenic; il en est de même de l'*eau* et du gaz *oxyde de carbone.* On ne sait comment ce métal agit sur les gaz *protoxyde* et *deutoxyde d'azote.*

Il n'exerce aucune action sur les acides *borique, carbonique* et *phosphorique.* L'acide *sulfurique* concentré est décomposé par ce métal à l'aide de la chaleur; il se dégage du gaz acide sulfureux, et il se forme de l'acide arsénieux, qui se dissout dans l'acide non décomposé. On ne connaît pas l'action qu'exercent sur lui les acides *iodique* et *chlo-*

rique. Il décompose rapidement l'acide *nitrique* concentré, pourvu qu'on élève un peu la température, et se dissout avec dégagement de gaz nitreux (deutoxyde d'azote); il se forme, dans ce cas, suivant M. Ampère, un composé d'acide arsenieux et d'acide arsenique. L'acide *hydro-chlorique* liquide dissout l'arsenic à l'aide de la chaleur; l'eau est décomposée, et il se dégage du gaz hydrogène arsénié (Thomson). On ignore quelle est l'action de ce métal sur l'acide *hydriodique*. L'acide *hydro-phtorique* ne paraît pas agir sur lui.

Parmi les *métaux*, précédemment étudiés, le *potassium*, le *sodium*, le *manganèse*, le *zinc*, le *fer* et l'*étain* peuvent se combiner avec l'arsenic, et donner des alliages qui sont cassants, lors même qu'ils ne renferment qu'un dixième de ce métal, si toutefois l'on en excepte le cuivre, qui en exige davantage pour perdre sa ductilité. Ces alliages sont, en général, plus fusibles et moins colorés que les métaux qui les composent : en effet, l'arsenic jouit de la propriété de blanchir presque tous les métaux avec lesquels il se combine. Lorsqu'on allie une partie de *fer* à deux parties d'*arsenic*, on obtient un produit d'un blanc grisâtre, très cassant, beaucoup plus fusible que le fer, nullement magnétique et sans usages. Trois parties d'*étain* et une partie d'*arsenic* donnent un alliage blanc, très brillant, dont on se sert pour préparer le gaz hydrogène arsénié : il doit être très cassant, puisque l'étain le devient par sa combinaison avec la vingtième partie de son poids d'arsenic.

Usages. Allié au cuivre et au platine, l'arsenic sert à faire les miroirs des télescopes. Réduit en poudre et mêlé avec de l'eau aérée, il est employé pour tuer les mouches : dans ce cas, l'air contenu dans l'eau transforme le métal en acide arsenieux qui se dissout dans le liquide. Enfin, on s'en sert dans la purification du platine, comme nous le dirons par la suite.

Poids d'un atome d'arsenic. En regardant, avec Thomson, l'acide arsenieux comme un composé de 100 parties de métal et de 42,10 d'oxygène, et en le supposant formé de deux atomes d'oxygène, qui pèsent 2, et d'un atome d'arsenic, le poids d'un atome de ce métal sera 4,75.

Extraction. Pendant le grillage des mines de cobalt arsenical, une grande partie de l'arsenic passe à l'état d'acide arsenieux; une autre portion se sublime à l'état métallique près de la cheminée : on recueille cette dernière portion, et on la sublime de nouveau dans des cornues de fonte.

De l'acide arsenieux (oxyde blanc).

En attendant que de nouvelles expériences mettent hors de doute l'existence du protoxyde d'arsenic noirâtre, nous n'admettrons que les acides arsenieux et arsenique.

384. L'acide arsenieux, connu aussi sous le nom d'*arsenic blanc*, de *mort aux rats*, d'*oxyde blanc d'arsenic*, se trouve en Bohême sous la forme de cristaux blancs, transparents, et en Hesse, sous la forme d'une poudre blanche. Celui que l'on débite dans le commerce s'obtient en grillant les mines de cobalt arsenical; il est en masses blanches, vitreuses, demi transparentes (1), inodores; il est jaunes ou d'un jaune rougeâtre, lorsqu'il contient du sulfure d'arsenic : la saveur de cet acide est âcre et corrosive; lorsqu'on le réduit en poudre il a quelque ressemblance avec le sucre pulvérisé; sa pesanteur spécifique est de 3,7386 s'il est transparent, et de 3,695 s'il est opaque, d'après M. Guibourt. Chauffé dans un matras de verre, il se vola-

(1) Ces masses sont opaques et blanches si l'acide a été exposé à l'air pendant un temps suffisant.

tilise, et vient se condenser à la partie supérieure sous la forme d'une croûte blanche ou de petits tétraèdres et d'octaèdres. Exposé sur des charbons ardents, il se volatilise également, et répand des vapeurs blanches, épaisses, d'un odeur alliacée.

Propriété essentielle. On peut produire le même effet en le mettant sur une plaque de fer préalablement chauffée au rouge. Une lame de cuivre placée au-dessus de ces vapeurs se recouvre d'une couche d'un *très beau blanc*, et non pas d'un blanc noirâtre, comme on l'indique mal à propos; cette couche est formée par l'acide volatilisé, et on peut l'enlever facilement avec le doigt.

Il n'est point décomposé par le calorique. Le gaz *oxygène* ne lui fait éprouver aucune altération; exposé à l'air, il devient de plus en plus opaque. Chauffé avec du soufre, il lui cède son oxygène, et l'on obtient du gaz acide sulfureux et du sulfure d'arsenic. L'acide arsenieux, réduit en poudre fine et mêlé avec son volume de charbon et de potasse, se réduit facilement par la chaleur et donne l'arsenic métallique : l'expérience peut être faite dans un tube de verre long, tiré à la lampe par une de ses extrémités, de manière à ce qu'il ne présente qu'une très petite ouverture : l'arsenic métallique volatilisé vient adhérer aux parois internes du tube, à deux ou trois pouces de son fond. Suivant M. Guibourt, 103 parties d'eau à 15° dissolvent une partie d'acide arsenieux transparent, tandis qu'il n'en faut que 80 parties si l'acide est opaque : ce dernier se dissout dans 7,72 parties d'eau bouillante, et l'acide transparent exige 9,33 parties du même liquide bouillant. Les dissolutions saturées à la température de l'ébullition et refroidies, retiennent, savoir celle de l'acide transparent, $\frac{1}{56}$ d'arsenieux, et celle de l'acide opaque, $\frac{1}{34}$.

Propriétés essentielles. 1° Ainsi dissous, l'acide arsenieux rougit faiblement la teinture de tournesol; si la pâte avec

laquelle on a préparé cette teinture contient beaucoup de chaux, comme cela a lieu avec la pâte du commerce, il faut employer une grande quantité d'acide pour déterminer le changement de couleur. Suivant M. Guibourt, la propriété de rougir le tournesol n'appartient qu'à l'acide arsenieux transparent, tandis que la dissolution du même acide opaque rétablit la couleur bleue de celui qui a été rougi par un acide. 2° Il précipite l'eau de chaux en blanc, et non pas en noir, comme l'indiquent presque tous les auteurs de médecine légale; ce précipité, formé de chaux et d'acide arsenieux, est soluble dans un excès de ce dernier corps. 3° Le gaz acide hydro-sulfurique pur, ou l'eau dans laquelle il est dissous, le jaunissent, et en précipitent, au bout de quelques heures, du sulfure jaune d'arsenic soluble dans l'ammoniaque : ici l'oxygène de l'acide s'est combiné avec l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique pour former de l'eau, tandis que le soufre s'est uni au métal : on peut, à l'aide de ce réactif, découvrir l'acide arsenieux dans un liquide qui n'en contient que $\frac{1}{100000}$; la précipitation a lieu instantanément lorsqu'on chauffe légèrement le mélange ou qu'on y ajoute une petite quantité d'acide hydro-chlorique. 4° Les hydro-sulfates peuvent lui communiquer une couleur jaune, suivant la proportion où ils sont employés, mais ils ne le troublent en aucune manière, à moins qu'on ne verse dans le mélange quelques gouttes d'acide nitrique, hydro-chlorique, etc., qui en séparant la base de l'hydrosulfate, mettent l'acide hydrosulfurique à nu : alors on obtient le même précipité jaune doré. 5° L'acide arsenieux, chauffé avec presque toutes les bases et de l'eau, donne des sels que l'on a nommés *arsénites*, et dont plusieurs sont décomposés par le feu; l'eau ne peut en dissoudre qu'un très petit nombre : ceux qui sont solubles, comme ceux de potasse et de soude, sont précipités en blanc par les acides sulfurique,

nitrique, hydro-chlorique, qui forment avec la base un sel soluble, tandis que l'acide arsenieux se dépose (1).

On emploie l'acide arsenieux pour faire le vert de Schéele, pour purifier le platine; quelquefois aussi on s'en sert dans la fabrication du verre pour hâter la vitrification. Son action sur l'économie animale est des plus délétères. Quel que soit le tissu sur lequel il ait été appliqué, il est absorbé et détermine la mort en très peu de temps, en agissant sur le système nerveux, les organes de la circulation et le canal alimentaire. (*Voyez* nos *Leçons de Médecine légale.*) On ne connaît pas encore d'antidote à cette substance, et le meilleur moyen que l'on puisse mettre en usage pour combattre les accidents auxquels elle donne lieu, consiste à favoriser le vomissement au moyen de boissons adoucissantes et mucilagineuses. L'acide arsenieux fait partie de la pâte arsenicale du frère Côme, dont on se sert souvent pour cautériser les ulcères cancéreux de peu d'étendue. Les expériences de M. Smith, l'observation rapportée par M. Roux, et plusieurs autres recueillies par des personnes dignes de foi, prouvent que l'application extérieure de ce médicament peut être suivie des symptômes les plus funestes, et même de la mort, lorsqu'il est employé à trop forte dose, ou qu'il entre dans sa composition une trop grande quantité d'acide arsenieux : c'est à tort que plusieurs praticiens s'obstinent à soutenir le contraire. L'acide arsenieux entre

---

(1) Outre les caractères dont nous venons de parler, il en est deux autres dont nous ferons mention aux articles *Cuivre* et *Argent*. Le premier consiste en ce que la dissolution d'acide arsenieux précipite en vert le sulfate de cuivre ammoniacal; et le second, dans la décomposition du nitrate d'argent liquide et de la pierre infernale par le même *solutum*, qui donne lieu à un précipité jaune.

dans la composition de la solution minérale de Fowler, que l'on a employée quelquefois avec succès dans les fièvres intermittentes : on en administre 10, 15 ou 20 gouttes dans une demi-tasse de liquide, trois fois par jour, sans avoir égard aux heures des paroxismes. (Il est inutile de faire remarquer combien ce médicament doit être employé avec prudence.) Pour obtenir cette teinture, on fait bouillir dans un matras 64 grains d'acide arsenieux parfaitement pulvérisé, 64 grains de sous-carbonate de potasse du commerce, et 8 onces d'eau distillée. Lorsque la dissolution est complète, on ajoute à l'arsénite formé demi-once d'esprit de lavande composé, et une assez grande quantité d'eau pour qu'il y ait une livre de liquide.

Composition de l'acide arsenieux. Thomson le croit formé de 100 de métal et de 42,10 d'oxygène ou de 2 atomes d'oxygène et d'un atome d'arsenic.

Préparation. Lorsqu'on grille les mines de cobalt arsenical, l'arsénic passe en partie à l'état d'acide arsenieux volatil qui se sublime; mais comme cet acide n'est pas pur, on le sublime de nouveau dans des cucurbites en fonte.

Des sels d'arsenic.

385. L'acide arsenieux a plutôt de la tendance à s'unir avec des oxydes, qu'à se combiner avec les acides; il existe cependant un certain nombre de composés d'acide arsenieux et d'un acide dont nous devons exposer les caractères. Leurs dissolutions sont précipitées en blanc par l'*eau*; l'acide arsenieux précipité se redissout dans un excès d'eau. Les *hydrosulfates* solubles les précipitent en jaune : le dépôt est du sulfure jaune d'arsenic. L'hydrocyanate de potasse ferruré (prussiate) y fait naître un précipité blanc, soluble dans l'eau, et nullement mélangé de vert et de jaune.

Borate. Il est le produit de l'art, et se présente, d'après Bergman, en partie sous la forme d'une poudre blanche,

en partie en aiguilles. Il n'a point d'usages *Préparation.* (*Voyez* § 230.)

Phosphate. On ne le trouve pas dans la nature; il est sous la forme de petits cristaux grenus, sans usages. *Préparation.* (*Voy.* § 236.)

Sulfate. Il est le produit de l'art; on l'obtient en petits grains cristallins; chauffé au chalumeau, il exhale une fumée blanche, et se fond en un globule qui s'évapore lentement. Il n'est pas employé. *Préparation.* (*V.* 4[e] procédé, § 228.)

Nitrate. Il existe, suivant Bergman, un nitrate d'arsenic qui résulte de l'action de l'acide arsenieux sur l'acide nitrique étendu d'eau. Il est à peine soluble, et se comporte au chalumeau comme le précédent. Il n'a point d'usages. *Préparation.* (*Voy.* 1[er] procédé, § 228.)

Hydrochlorate. On ne trouve jamais ce sel dans la nature. Lorsqu'il a été préparé, en faisant dissoudre, à l'aide de la chaleur, l'acide arsenieux dans l'acide hydro-chlorique: il est incolore, âcre, volatil, et laisse déposer, en se refroidissant, une très grande quantité d'acide arsenieux; la liqueur refroidie, qui a ainsi déposé, laisse précipiter encore par l'eau beaucoup d'acide. Suivant Bergman, cet hydrochlorate peut être obtenu cristallisé.

De l'acide arsenique.

386. L'acide arsenique ne se trouve jamais pur dans la nature; il y existe combiné avec quelques oxydes métalliques à l'état d'arséniate. Il est solide, blanc, incristallisable, doué d'une saveur métallique, caustique, désagréable; il rougit fortement l'*infusum* de tournesol; sa pesanteur spécifique est de 3,391.

Exposé à l'action du calorique dans des vaisseaux fermés, il ne se volatilise point; il fond, se vitrifie, et se décompose en oxygène et en acide arsenieux volatil. Il attire l'humidité de l'air: du reste, il n'éprouve de la part de cet agent, ni du gaz oxygène, aucune altération chimique.

Propriétés essentielles. 1° Mis sur les charbons ardents, il se boursoufle, perd toute son humidité et devient opaque; bientôt après il est décomposé par le charbon, qui lui enlève une partie de son oxygène, et le fait passer à l'état d'acide arsenieux, qui se volatilise et répand une odeur alliacée. 2° Traité par le charbon et par la potasse, il donne, comme l'acide arsenieux, de l'arsenic métallique. 3° Il se dissout très bien dans deux parties d'eau froide; le *solutum* rougit l'*infusum* de tournesol et le sirop de violettes; il précipite en blanc les eaux de chaux, de baryte et de strontiane, qu'il transforme en arséniates insolubles. L'acide hydro-sulfurique gazeux ou dissous dans l'eau agit sur lui comme sur le *solutum* d'acide arsénieux, mais beaucoup plus lentement. Il s'unit à la plupart des oxydes métalliques des deux premières classes, et forme des sels.

Si on distille jusqu'à siccité une partie de limaille de *fer* et quatre parties d'acide arsenique, il y a inflammation du mélange ; l'acide est en partie décomposé, l'oxygène se porte sur le fer, et il se sublime de l'arsenic et de l'acide arsenieux; la portion d'acide non décomposée forme avec l'oxyde de fer un arséniate. Le *zinc*, mis dans l'acide arsenique liquide, décompose à la fois une portion de l'eau et de l'acide ; il en absorbe l'oxygène et se combine avec l'acide non décomposé; il se dégage dans cette expérience du gaz hydrogène arsénié, et il se dépose une poussière noire qui est de l'arsenic métallique. Si on distille un mélange de deux parties d'acide arsenique desséché et d'une partie de limaille de zinc, il se produit une violente détonation au moment où la chaleur est assez forte pour que le zinc absorbe l'oxygène de l'acide arsenique. L'*étain* chauffé avec cet acide s'empare de son oxygène, et l'oxyde produit se combine avec l'acide non décomposé. Il est sans usages. Son action sur l'économie animale est encore plus énergique que celle de l'acide d'arsenieux.

Composition. En le supposant formé d'un atome d'ar-

senic et de trois atomes d'oxygène, il sera composé de 100 parties d'arsenic et de 63,10 d'oxygène.

Préparation. On fait chauffer dans une cornue de verre, à laquelle on adapte une allonge et un récipient bitubulé, un mélange d'une partie d'acide arsenieux bien pulvérisé, de 2 parties d'acide hydro-chlorique liquide concentré, et de 4 parties d'acide nitrique à 34°. L'acide arsenieux qui, à raison de sa force de cohésion, n'enlèverait l'oxygène à l'acide nitrique qu'avec difficulté, se dissout dans l'acide hydro-chlorique, se divise, et peut alors être transformé en acide arsenique au moyen de l'oxygène de l'acide nitrique: aussi se dégage-t-il beaucoup de gaz nitreux. Lorsque la liqueur est presque en consistance sirupeuse, on la retire, et on continue à l'évaporer dans une capsule de porcelaine: le produit solide que l'on obtient est l'acide arsenique.

Des arséniates.

387. L'action du *calorique* sur les arséniates est extrêmement variée. Il y en a qui se décomposent en oxygène, en acide arsenieux et en métal; tel est l'arséniate d'argent; d'autres fournissent de l'acide arsenieux, et un oxyde métallique plus oxydé que celui qui entrait dans la composition de l'arséniate; d'où il suit que l'oxygène de l'acide arsenique s'est porté sur cet oxyde: tel est le protoarséniate de fer; enfin, il en est qui ne se décomposent pas, et qui sont plus ou moins fusibles; par exemple les arséniates de potasse et de soude. Traités par le *charbon*, à une température élevée, les arséniates sont décomposés; l'acide arsenique cède son oxygène au charbon qui se trouve transformé en gaz acide carbonique ou en gaz oxyde de carbone, le métal est mis à nu et se vaporise à l'état d'acide arsenieux, doué d'une odeur alliacée (*propriété essentielle*); l'oxyde de l'arséniate est également décomposé dans quelques circonstances. Excepté les *arséniates de potasse, de soude et d'ammoniaque*, tous les autres sont insolubles

dans l'eau; mais ils se dissolvent dans un excès d'acide, si toutefois l'on en excepte l'arséniate de bismuth.

388. *Propriétés essentielles.* 1° Les dissolutions d'arséniate précipitent en rose les sels de cobalt; le précipité, formé d'acide arsenique et d'oxyde de cobalt se dissolvant dans un excès d'acide, n'aurait pas lieu dans une dissolution de cobalt très acide. 2° Les arséniates dissous ne sont pas troublés par l'acide hydro-chlorique, tandis que les arsénites sont précipités en blanc par cet acide. 3° Le nitrate d'argent fait naître dans les dissolutions d'arséniate un précipité rouge-brique, composé d'acide arsenique et d'oxyde d'argent. 4° Les sels de cuivre en précipitent de l'arséniate de cuivre d'un blanc bleuâtre. 5° Enfin, il suffit de les laisser en contact, pendant douze ou quinze heures, avec de l'acide hydro-sulfurique liquide et quelques gouttes d'un autre acide, à la température de 15 à 20°, pour les décomposer et en précipiter du sulfure jaune d'arsenic.

Composition. Dans les arséniates neutres, l'oxygène de l'oxyde est à celui de l'acide comme 1 à 2,03, et à la quantité d'acide comme 1 à 5,86.

Préparation. On obtient les arséniates insolubles par le 3e procédé (*voy.* § 228), en versant un arséniate soluble dans une dissolution saline, contenant l'acide que l'on veut transformer en arséniate.

Arséniate de magnésie. Il est sous la forme d'une masse gommeuse, incristallisable, soluble dans l'eau. On ne le trouve jamais dans la nature.

Arséniate de chaux. Il est insoluble dans l'eau; mais on peut le dissoudre dans un excès d'acide, et la dissolution fournit de petits cristaux par une évaporation lente. Il est vitrifiable et sans usages.

Arséniate de baryte. Il est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau, soluble dans un excès d'acide, fusible en verre, sans éprouver aucune décomposition. Il n'a point d'usages. *Préparation.* (*Voy.* § 228, 3e procédé.)

Sur-arséniate de potasse (sel neutre arsenical de Macquer). Il est le produit de l'art. On l'obtient cristallisé en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides tétraèdres. Chauffé dans un creuset de platine, il fond, perd une portion d'acide qui probablement se décompose, et passe à l'état de sous-arséniate. Il est très soluble dans l'eau; le *solutum*, loin de verdir le sirop de violettes, rougit l'*infusum* de tournesol. Il n'est pas décomposé par les sels à base de chaux ou de magnésie, mais il est précipité par les eaux de baryte, de strontiane et de chaux. Il est sans usages. *Préparation*. On peut l'obtenir par le 1[er] procédé (*voy.* § 228); mais on le fait ordinairement en calcinant un mélange de parties égales de nitrate de potasse et d'acide arsenieux; l'acide nitrique cède son oxygène à cet acide, le fait passer à l'état d'acide arsénique, qui se combine avec la potasse du nitrate; on dissout le produit et on l'évapore pour le faire cristalliser. Il suffit d'ajouter de la potasse à ce sel pour le changer en arséniate neutre.

Sous-arséniate de potasse. Il est incristallisable, déliquescent; il verdit le sirop de violettes, et n'altère point l'*infusum* de tournesol. Chauffé jusqu'au rouge-cerise dans un creuset d'argile, il se transforme en partie en un verre blanc, cède à la silice du creuset une portion de la potasse, et passe à l'état de sur-arséniate. Les acides les plus faibles s'emparent également d'une portion de sa potasse.

Arséniate neutre de soude. On l'obtient cristallisé en prismes quadrangulaires ou hexaèdres, non déliquescents et très solubles dans l'eau. Il a été employé à la dose d'un huitième de grain, deux ou trois fois par jour, dans les fièvres intermittentes. *Préparation*. On l'obtient directement en combinant l'acide avec la soude.

Sur-arséniate de soude. Il est incristallisable et déliquescent; d'où il suit que la soude présente avec l'acide arsenique des phénomènes inverses à ceux qu'offre la potasse.

Sous-arséniate d'ammoniaque. Il est le produit de l'art. Il cristallise en prismes rhomboïdaux, verdit le sirop de violettes, et abandonne, lorsqu'on le chauffe, une portion d'ammoniaque : alors, il passe à l'état de sur-arséniate. Cependant, si on continue à le chauffer, il est entièrement décomposé et transformé en azote, en arsenic métallique, en eau et en acide arsenique. Il n'a point d'usages. *Préparation.* On l'obtient par le 1er procédé. (*Voy.* § 228.)

Sur-arséniate d'ammoniaque. Il cristallise en aiguilles qui attirent l'humidité de l'air.

Arséniate de zinc. On ne le trouve pas dans la nature. Il est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau, et sans usages.

Arséniate de fer. Ce sel existe dans les mines de Mutzel, dans le comté de Cornouailles; il cristallise en petits cubes dont les angles alternes se trouvent tronqués dans quelques échantillons; il est tantôt d'un vert foncé, tantôt d'un rouge brun : dans ce cas, le fer s'y trouve plus oxydé.

L'arséniate de *protoxyde de fer* est décomposé par le feu; l'acide arsenique cède une partie de son oxygène au fer, le sur-oxyde; tandis que l'acide arsenieux se sublime, comme nous l'avons déjà dit.

Arséniate d'étain. Il est le produit de l'art, insoluble dans l'eau et sans usages.

Arséniate d'arsenic. Ce sel, formé par l'acide arsenique et par l'acide arsenieux, peut être obtenu sous la forme de petits cristaux grenus, très peu solubles dans l'eau (Bergman).

Du molybdène.

389. On n'a jamais trouvé ce métal à l'état de pureté; il existe dans la nature, 1° à l'état de sulfure; 2° à l'état de molybdate; mais ces produits sont excessivement rares.

Suivant M. Clarke, il ressemble pour la couleur et pour le brillant au fer arsenical. Hielm, qui n'avait pu l'obtenir

que sous la forme de grains agglutinés, disait qu'il était d'un jaune pâle à la surface et verdâtre à l'intérieur; il est fixe, cassant, et pèse, suivant M. Bucholz, 8,600. Hielm ne porte cette pesanteur qu'à 7,400.

Il a été regardé jusqu'à présent comme infusible; mais on est parvenu, dans ces derniers temps, à le séparer du sulfure, et à le fondre à l'aide du chalumeau à gaz (Clarke). On ignore comment il agit sur l'*air* et sur le gaz *oxygène*, à la température ordinaire; mais si on le chauffe jusqu'au rouge, il absorbe le gaz oxygène, et se transforme en acide molybdique blanc, volatil.

Le gaz *hydrogène*, le *bore* et le *carbone* ne semblent pas exercer d'action marquée sur lui. Il existe un composé de *phosphore* et de molybdène dont les propriétés n'ont pas été décrites, et que l'on obtient en chauffant le métal avec de l'acide phosphorique et du charbon. (*Voy.* § 204.) Si l'on projette dans un creuset bien rouge un mélange de *molybdène* et de *soufre*, et que l'on chauffe fortement, on obtient un sulfure de molybdène grisâtre, plus fusible que le métal, décomposable par la chaleur, suivant M. Clarke, et susceptible d'être transformé par l'oxygène en gaz acide sulfureux et en acide molybdique volatil, pourvu que la température soit élevée. Ce sulfure se trouve en petite quantité aux environs du Mont-Blanc, dans les Vosges, en Saxe, en Suède, etc. Il a la propriété de laisser sur le papier des traces d'un brun verdâtre; il est très brillant. Il paraît formé de 100 parties de molybdène et de 66,6 de soufre, ou d'un atome de molybdène, qui pèse 6, et de 2 atomes de soufre (4). On l'obtient par le 1er et par le 2e procédé. (*Voy.* § 206.)

On ignore comment le molybdène se comporte avec l'*iode*. Le *chlore* liquide le dissout, suivant Bucholz et Gehlen, et il en résulte un liquide coloré en bleu, qui paraît être un hydrochlorate d'oxyde de molybdène; d'où il suit que l'eau doit être décomposée. Il n'agit point sur

l'*azote*, ni sur l'*eau*, ni sur le gaz *oxyde de carbone*. On ne sait pas comment il se comporte avec les gaz *protoxyde* et *deutoxyde d'azote*.

Les acides *borique* et *carbonique* n'exercent sur lui aucune action. Il décompose, à l'aide de la chaleur, une portion d'acide phosphorique, s'oxyde et se combine avec la portion d'acide non décomposée. L'acide *sulfurique* concentré est également décomposé par ce métal à chaud; il se forme du gaz acide sulfureux qui se dégage, et de l'oxyde de molybdène, qui s'unit à l'acide non décomposé. On ne sait pas comment agissent sui lui les acides *sulfureux*, *iodique* et *chlorique*. L'acide *nitrique* étendu est décomposé par le molybdène, surtout à l'aide de la chaleur; le métal passe en partie à l'état d'oxyde bleu, et en partie à l'état d'acide molybdique. Les acides *hydro-chlorique* et *hydro-sulfurique* n'exercent aucune action sur lui; on ignore quelle est l'action des acides *hydriodique* et *hydrophtorique* sur lui.

Le molybdène peut s'allier avec un très grand nombre de métaux; mais aucun des alliages qu'il forme n'est employé.

Poids d'un atome de molybdène. L'acide molybdique est formé de 100 parties de métal et de 50 d'oxygène; en le supposant formé de 3 atomes d'oxygène, qui pèsent 3, et d'un atome de molybdène, le poids de celui-ci sera de 6.

Extraction. On décompose l'acide molybdique dans un creuset brasqué, comme nous l'avons dit en parlant du manganèse. (§ 341.)

De l'oxyde de molybdène.

390. Cet oxyde, le seul connu, est le produit de l'art; il est d'un brun cuivreux, difficile à fondre et susceptible d'absorber le gaz oxygène à une température élevée, et de

se transformer en acide molybdique; il ne forme point de sels avec les acides. Il n'a été ni employé ni analysé; cependant il est probable qu'il est formé d'un atome de molybdène et d'un atome d'oxygène, ou de 100 de métal et de 16,6 d'oxygène. On l'obtient en chauffant dans un creuset et jusqu'au rouge blanc, un mélange de molybdate d'ammoniaque et de charbon; l'ammoniaque se dégage, et le charbon s'empare d'une grande partie de l'oxygène de l'acide molybdique.

De l'acide molybdeux (oxyde bleu).

391. Cet acide, connu sous le nom d'oxyde *bleu* de molybdène, est un produit de l'art; il rougit la teinture de tournesol; il se dissout dans l'eau et forme des sels avec les bases. Il est soluble dans les acides sulfurique, hydrochlorique, etc. : ces dissolutions ont été regardées comme des sels de molybdène. Il n'a point d'usages. Il paraît formé d'un atome de molybdène et de deux atomes d'oxygène, ou de 100 de métal et de 33,2 d'oxygène. On l'obtient en triturant dans un mortier de porcelaine un mélange d'eau, d'une partie de molybdène et de deux parties d'acide molybdique, et en faisant bouillir pendant quelques minutes jusqu'à ce qu'il se produise une poudre bleue.

De l'acide molybdique.

392. On ne trouve cet acide qu'en combinaison avec l'oxyde de plomb : encore ce minéral est-il fort rare. L'acide molybdique est solide, blanc, fort peu sapide, inodore; il rougit l'*infusum* de tournesol; sa pesanteur spécifique est de 3,46. Chauffé sans le contact de l'air, il entre en fusion et cristallise en refroidissant; si l'opération se fait à l'air libre, il se réduit en vapeur et donne

une fumée blanche. Il est peu soluble dans l'eau. Le *solutum* est décomposé par un très grand nombre de corps simples avides d'oxygène : ainsi le zinc, l'étain, le proto-hydrochlorate d'étain, etc., absorbent une portion de son oxygène, même à froid, et le transforment en acide molybdeux bleu qui se précipite. Il est formé de 100 parties de molybdène et de 50 parties d'oxygène, ou d'un atome de molybdène et de 3 atomes d'oxygène. D'après Bucholz, la quantité d'oxygène ne serait que de 49. *Préparation.* On fait griller, à une douce chaleur, le sulfure de molybdène pulvérisé; on l'agite souvent afin de mettre toutes ses parties en contact avec l'air; il se forme du gaz acide sulfureux qui se dégage, et de l'acide molybdique qui reste avec un peu de sulfure non décomposé; on fait chauffer le résidu avec une dissolution de potasse; le molybdate obtenu est décomposé par les acides nitrique, sulfurique ou hydro-chlorique, qui s'emparent de la potasse et précipitent l'acide.

Des molybdates.

393. Excepté le molybdate de plomb, ils sont tous le produit de l'art et n'ont aucun usage. Ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque sont solubles dans l'eau; les autres sont insolubles ou très peu solubles dans ce liquide. Les premiers ont une faible saveur métallique; mis en contact avec un cylindre d'étain et un peu d'acide hydrochlorique, ils sont décomposés; l'étain s'empare d'une partie de l'oxygène de l'acide molybdique, et l'oxyde bleu se dépose; il se forme en même temps de l'hydrochlorate d'étain (*propriété essentielle*). Ils sont fort peu connus.

Composition. L'acide des molybdates contient probablement trois fois autant d'oxygène que celui qui entre dans la composition de l'oxygène. L'oxygène de cet oxyde est à la quantité d'acide molybdique comme 1 est à 8,384.

394. *Préparation.* Les molybdates solubles s'obtiennent par le premier procédé; on prépare ceux qui sont insolubles par le troisième. (*Voy.* § 228.)

Molybdate de magnésie. Il est incristallisable et soluble dans l'eau; sa saveur est amère (Heyer). *Molybdate de chaux.* Il est pulvérulent et insoluble dans l'eau. *Molybdate de potasse.* Il cristallise en lames rhomboïdales luisantes, plus solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide, douées d'une saveur styptique, et fusibles au chalumeau sans éprouver la moindre décomposition. *Molybdate de soude.* On l'obtient sous la forme de cristaux transparents, très solubles dans l'eau, inaltérables à l'air, doués d'une saveur styptique, et fusibles au chalumeau. *Molybdate d'ammoniaque.* Il est sous la forme d'une masse demitransparente, soluble dans l'eau, douée d'une saveur styptique et piquante, incristallisable et décomposable au feu : en effet, lorsqu'on la chauffe, une partie de l'ammoniaque se volatilise, et l'autre partie se décompose; l'hydrogène qui résulte de cette décomposition s'empare d'une portion de l'oxygène de l'acide, et le fait passer à l'état d'oxyde bleu. *Molybdate de zinc.* Il est blanc et insoluble dans l'eau. Le *molybdate de fer* est brun et insoluble dans l'eau (Schéele).

Du chrôme.

594. Le chrôme entre dans la composition des pierres tombées du ciel (aérolithes) et du fer natif de Sibérie, comme l'a prouvé le premier M. Laugier. Il se trouve aussi à l'état d'oxyde et de chromate. L'acide chromique fait partie du *rubis spinelle* et du *plomb rouge de Sibérie.* Il a été découvert par M. Vauquelin.

Le chrôme est solide, d'un blanc grisâtre, très fragile; sa pesanteur spécifique est de 5,900, suivant Klaproth. Il ne fond qu'avec la plus grande difficulté; et lorsqu'il est

fortement *chauffé*, il donne une masse poreuse, en partie granuleuse, et en partie cristalline. Il n'agit sur le gaz *oxygène* et sur l'*air* qu'autant que la température est très élevée : alors il se transforme en oxyde vert. Parmi les corps simples non métalliques, l'*iode*, le *chlore* et le *soufre* sont les seuls que l'on ait combinés avec le chrôme ; on obtient le sulfure en décomposant le chlorure par le soufre (Lassaigne). Il n'exerce point d'action sur l'*eau*, et fort peu ou point sur les acides. Le chrôme est susceptible de s'unir au *fer*, comme on peut s'en assurer en chauffant très fortement dans un creuset brasqué un mélange d'oxyde de fer et d'oxyde de chrôme : l'alliage est dur, fragile, très brillant. Il s'allie également à l'*acier*, et le produit prend un beau *damassé* lorsqu'on le frotte avec l'acide sulfurique. Chauffé jusqu'au rouge avec de la potasse et le contact de l'air, le chrôme se transforme en acide chromique qui s'unit à l'alcali, et donne naissance à du chromate de potasse. Il est sans usages.

Poids d'un atome de chrôme. L'acide chromique paraît formé de 100 parties de chrôme et de 85,72 d'oxygène (Thomson) ; en le supposant composé de 3 atomes d'oxygène, qui pèsent 3, et d'un atome de chrôme, le poids de celui-ci sera 3,5. *Extraction.* On chauffe l'oxyde de chrôme dans un creuset brasqué. (*V.* § 341.)

Des oxydes de chrôme.

395. *Protoxyde.* Cet oxyde se trouve fort rarement dans la nature. Il est d'un très beau vert, infusible, inaltérable par le feu, par le gaz oxygène et par l'air. Chauffé jusqu'au rouge brun avec du potassium ou avec de la potasse, et exposé à l'air, il en absorbe l'oxygène, et se transforme en chromate de potasse jaune-serin ; il se dissout difficilement dans les acides. On l'emploie pour colorer en vert la porcelaine et le verre, et pour en extraire le chrôme. *Com-*

position. Si on le suppose formé d'un atome de chrôme et d'un atome d'oxygène, il sera composé de 100 parties de chrôme et de 28,57 d'oxygène. *Préparation*. On calcine au rouge, dans un creuset de terre fermé, parties égales de chromate de potasse et de soufre : celui-ci s'empare de l'oxygène de la potasse et d'une partie de celui qui entre dans la composition de l'acide chromique, en sorte que l'on obtient du protoxyde de chrôme, du sulfate et du sulfure de potassium. On lessive la masse verdâtre qui en résulte; on dissout dans l'eau le sulfate et le sulfure, et l'oxyde de chrôme se précipite; il suffit de le laver plusieurs fois pour l'avoir pur (Lassaigne).

396. *Deutoxyde*. Il n'existe pas dans la nature; il est brun, brillant, presque insoluble dans les alcalis, insoluble dans les acides : chauffé avec l'acide hydro-chlorique, il est transformé en protoxyde, et il se dégage du chlore. (*Voy*. § 343). Il n'est pas employé. Il paraît formé de 2 atomes d'oxygène et d'un atome de métal. *Préparation*. On l'obtient en calcinant le nitrate de protoxyde de chrôme dans un creuset. L'acide nitrique se décompose, et cède assez d'oxygène au protoxyde de chrôme, pour le faire passer à l'état de deutoxyde.

Des sels formés par le protoxyde de chrôme.

397. Ces sels sont à peine connus; plusieurs même n'ont jamais été obtenus; ils sont le produit de l'art, et n'ont point d'usages (1). Suivant Richter et Godon, leurs dissolutions sont précipitées en brun par l'*infusum* de noix de galle, en vert par l'hydrocyanate ferruré de potasse et par les hydrosulfates; le précipité formé par ce dernier réactif

---

(1) M. Grouvelle a fait connaître, dans ces derniers temps, un *carbonate de chrôme*, dont on n'avait pas fait mention avant lui. (Voy. *Annales de Chimie et de Physique*, t. XXVII.)

passe au jaune par l'addition de quelques gouttes d'acide nitrique.

De l'acide chromique.

398. L'acide chromique se trouve dans la nature, combiné avec l'oxyde de plomb; il existe aussi dans le rubis *spinelle.* Il cristallise en prismes de couleur rouge *purpurine* (*caractère essentiel*), plus pesants que l'eau, doués d'une saveur âcre, styptique, et attirant l'humidité de l'air. Il se dissout très bien dans l'eau, à laquelle il communique sa saveur, sa *couleur*, et la propriété de rougir fortement l'*infusum* de tournesol.

Propriétés essentielles. 1° Chauffé dans des vaisseaux fermés, l'acide chromique se décompose, et donne du gaz oxygène et de l'oxyde de chrôme vert: cette décomposition est plus rapide si l'acide est mêlé avec quelque corps avide d'oxygène. 2° Il est décomposé par l'acide *hydro-chlorique* à l'aide de la chaleur; il y a dégagement de chlore, formation d'eau et d'hydrochlorate de chrôme vert; d'où il suit qu'une portion d'acide hydro-chlorique est également décomposée: en effet, une partie de l'oxygène de l'acide chromique se combine avec l'hydrogène de l'acide hydro-chlorique pour former de l'eau, le chlore est mis à nu, et l'oxyde de chrôme résultant se dissout dans l'acide hydro-chlorique non décomposé. 3° L'acide *sulfureux* décompose également l'acide chromique, absorbe une portion de son oxygène, et il en résulte du sulfate de chrôme vert. 4° la dissolution de *proto-hydrochlorate d'étain* transforme aussi l'acide chromique en oxyde vert qui se précipite.

Les acides chromique et *sulfurique* peuvent se combiner et former des prismes quadrangulaires, d'un rouge foncé, déliquescent et très soluble dans l'eau.

Lorsqu'on verse dans de l'acide chromique de l'hydro-sulfate d'ammoniaque et un peu d'acide nitrique, l'acide chromique et l'hydrosulfate sont décomposés, et l'on obtient un liquide vert composé de nitrate de chrôme et de

nitrate d'ammoniaque, et il se précipite du soufre. Il est évident que, dans cette expérience, une portion de l'acide nitrique employé s'empare de l'ammoniaque, de l'hydro-sulfate, forme du nitrate d'ammoniaque, et met l'acide hydro-sulfurique à nu; l'hydrogène de celui-ci enlève une portion d'oxygène à l'acide chromique, le fait passer à l'état d'oxyde de chrôme vert, qui se dissout dans une portion d'acide nitrique, tandis que le soufre appartenant à l'acide hydro-sulfurique décomposé se précipite. Cet acide est sans usages.

Composition. Suivant M. Thomson, l'acide chromique est formé de 100 parties de chrôme et de 85,72 d'oxygène, ou d'un atome de chrôme et de 3 atomes d'oxygène.

Préparation. On fait dissoudre le chromate de baryte récemment préparé (*v.* page 566) dans de l'acide nitrique faible; on y verse peu à peu de l'acide sulfurique étendu d'eau; il se forme un précipité de sulfate de baryte; on filtre, et on fait évaporer doucement la liqueur jusqu'à siccité; l'eau et l'acide nitrique se volatilisent, tandis que l'acide chromique reste, pourvu qu'on ne chauffe pas assez pour le décomposer. On doit garder une portion de chromate de baryte pour s'en servir dans le cas où l'on aurait employé trop d'acide sulfurique, ce que l'on reconnaîtra au moyen d'un sel soluble de baryte, qui formera dans l'acide chromique un précipité blanc de sulfate de baryte, insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique.

Des chromates.

399. Tous les chromates, excepté celui de plomb, sont le produit de l'art. Ils sont colorés en jaune ou en rouge. La plupart de ceux de la première et des quatre dernières classes sont décomposés par le feu; l'acide chromique se trouve transformé en oxygène et en oxyde de chrôme vert (*caractère essentiel*). Ceux de potasse, de

soude, d'ammoniaque, de chaux, de strontiane, de magnésie, de nickel et de cobalt, sont solubles dans l'eau; les autres sont insolubles.

Propriétés essentielles. 1° Les chlorates dissous précipitent en *jaune serin* les sels solubles de plomb, en *rouge orangé* les sels de protoxyde de mercure, et en pourpre les sels d'argent : ces divers précipités sont formés par l'acide chromique et par l'oxyde de plomb, de mercure ou d'argent. 2° Chauffés avec l'acide hydro-chlorique, les chromates sont décomposés, et l'on obtient de l'hydrochlorate d'oxyde de chrôme vert, et de l'hydrochlorate de l'oxyde qui constitue le chromate; il se dégage du chlore, et il se forme de l'eau; phénomènes faciles à expliquer, en se rappelant ce que nous avons dit en parlant de l'action de l'acide hydro-chlorique sur l'acide chromique. (*V.* § 399.) *Préparation.* Tous les chromates insolubles s'obtiennent par le troisième procédé (*V.* § 228.)

Chromate de silice. Il est pulvérulent, rouge, insoluble dans l'eau, et n'éprouve aucune altération au feu de porcelaine.

Chromate de chaux. On peut l'obtenir sous la forme de cristaux jaunes, solubles dans l'eau; il en est de même du *chromate de strontiane.* On les prépare en décomposant le chromate de plomb par les eaux de chaux et de strontiane à l'aide de la chaleur : on filtre la liqueur, et le protoxyde de plomb reste sur le filtre.

Le *chromate de baryte* est très peu soluble dans l'eau; il communique à la porcelaine une couleur verte jaunâtre. *Préparation.* On l'obtient par le troisième procédé, § 228, en versant du chromate de potasse dans une dissolution d'hydrochlorate de baryte.

Sous-chromate de potasse. Il cristallise en prismes rhomboïdaux jaunes, très solubles dans l'eau, que l'on emploie pour préparer les chromates insolubles. Suivant M. Tassaert fils, le chromate de potasse neutre dissous se trans-

forme en sous-chromate lorsqu'on fait évaporer la liqueur, en sorte que ce sel, regardé jusqu'à présent comme un chromate, est un sous-sel. *Préparation.* On l'obtient avec la mine de chrôme du département du Var, qui est principalement composée d'oxyde de chrôme, d'oxyde de fer, de silice, d'alumine et de magnésie. On fait rougir dans un creuset, pendant une demi-heure, un mélange de parties égales de cette mine et de nitrate de potasse; l'acide nitrique est décomposé; son oxygène se porte sur les oxydes de chrôme et de fer, qu'il transforme en acide chromique et en peroxyde de fer; il se dégage du gaz nitreux (deutoxyde d'azote), en sorte que l'on obtient une masse jaune, poreuse, formée de chromate de potasse, de silice, d'alumine, de peroxyde de fer et de magnésie. On casse le creuset pour mieux en retirer la matière, et on la fait bouillir, pendant un quart d'heure, dans dix ou douze fois son poids d'eau, qui dissout le chromate de potasse et une portion de silice et d'alumine; ces deux substances sont tenues en dissolution à la faveur de l'excès de potasse. On traite de nouveau le résidu par l'eau pour lui enlever tout ce qui est soluble: on filtre et on fait évaporer la liqueur; la silice et l'alumine se déposent à mesure que la concentration a lieu: on laisse reposer pour la filtrer de nouveau et la faire cristalliser; c'est par le moyen d'une seconde cristallisation que l'on parvient à débarrasser le *chromate de potasse* de toute la silice et de l'alumine. Il existe un chromate acide de potasse anhydre, qui contient deux fois autant d'acide que le précédent (Grouvelle).

Le *chromate de soude* peut aussi cristalliser. Il est également jaune et très soluble dans l'eau. *Préparation.* On l'obtient comme le précédent, excepté que l'on substitue le nitrate de soude au nitrate de potasse.

Chromate d'ammoniaque. Il est à peine connu. On l'obtient en laissant, pendant quelque temps, du sous-carbonate d'ammoniaque en contact avec le chromate de plomb.

Il se produit du carbonate de plomb insoluble et du chromate d'ammoniaque soluble.

Chromate de zinc. Il est rouge orangé, et insoluble dans l'eau.

Chromate de fer. On trouve abondamment dans le département du Var, un produit connu sous le nom de *chromate de fer*, que plusieurs chimistes regardent comme formé principalement d'oxyde de chrôme et d'oxyde de fer. Quoi qu'il en soit, il fond aisément au moyen du chalumeau à gaz, et donne un globule noir, sans éclat métallique, et fortement magnétique.

Chromate de plomb. Il est d'un très beau jaune serin, tandis que le *sous-chromate* est d'un jaune orangé; il est insoluble dans l'eau. On l'obtient en versant du chromate de potasse dans de l'acétate de plomb. Le sous-chromate se prépare avec le même sel de plomb et le sous-chromate de potasse. Il est employé dans la peinture sur toile et sur porcelaine, pour faire des fonds jaunes, etc.

Du tungstène (schelium, schéelin).

400. On trouve le tungstène à l'état de *tungstate de chaux, de manganèse et de fer :* ce dernier est plus commun que les autres. Le tungstène est solide, d'un blanc grisâtre comme le fer, très brillant, très dur, inattaquable par la lime, et fragile : sa pesanteur spécifique est, suivant M. d'Elhuyart, de 17,6.

Il ne paraît pas avoir été fondu, même à la température de 170° du pyromètre de Wedgwood; on peut pourtant, lorsqu'il a été ainsi chauffé, l'obtenir par le refroidissement en petits cristaux d'une forme indéterminée (Vauquelin). Il n'agit sur le gaz *oxygène* et sur l'*air* qu'à une température élevée: alors il brunit et s'oxyde. L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* ne paraissent exercer aucune action sur lui. On peut le combiner avec le *phosphore*, en le chauf-

fant avec de l'acide phosphorique et du charbon. (*Voyez* § 204). Il forme avec le soufre un sulfure d'un gris noirâtre, que l'on obtient en chauffant fortement une partie d'acide tungstique, 4 parties de sulfure de mercure et du charbon. Chauffé et mis en contact avec le *chlore* gazeux, le tungstène rougit, absorbe et solidifie le gaz, et passe à l'état de *chlorure*. On peut, suivant Wohler, obtenir trois chlorures de tungstène par des moyens particuliers (*Ann. de Ch. et de Ph.*, t. XXIX.). L'*eau* est sans action sur lui; il en est de même des *oxydes de carbone* et *d'azote*. On ne sait pas comment les *acides* se comportent avec ce métal, dont la rareté a empêché d'étudier les propriétés. Il est sans usages.

Poids d'un atome de tungstène. Si l'acide tungstique est formé de 100 parties de métal et de 19,04 d'oxygène, en le supposant composé de 3 atomes d'oxygène, qui pèsent 3, et d'un atome de tungstène, le poids de celui-ci sera 15,75.

Extraction. On décompose l'acide tungstique par le charbon, comme nous l'avons dit en parlant de l'extraction du manganèse. (§ 341.)

De l'oxyde brun de tungstène.

401. On ne le trouve pas dans la nature; il est d'un brun puce : chauffé avec le contact de l'air, il en absorbe l'oxygène, brûle comme de l'amadou, et passe à l'état d'acide tungstique. On peut, par des moyens indirects, l'unir à la soude (Wohler). On l'obtient en faisant passer à travers l'acide tungstique, chauffé jusqu'au rouge, un courant de gaz hydrogène qui s'empare d'une partie de l'oxygène de l'acide. Il paraît formé d'un atome de métal et de 2 atomes d'oxygène, ou de 100 parties de tungstène et de 12, 792 d'oxygène. Il n'a point d'usages.

De l'acide tungstique (oxyde jaune de tungstène.)

402. Cet acide, que plusieurs chimistes regardent comme un simple oxyde, ne se trouve dans la nature que combiné avec la chaux ou avec l'oxyde de fer. Il est solide, jaune, inodore, insipide et insoluble dans l'eau; il ne rougit pas l'*infusum* de tournesol; le *calorique*, le gaz oxygène et l'*air* ne lui font éprouver aucune altération. Mis en contact avec de l'acide *hydro-chlorique* et de l'*hydrochlorate* de *protoxyde* d'étain dissous dans l'eau, il devient d'un très beau *bleu;* on croit qu'il perd, dans ce cas, une portion d'oxygène qui se combine avec le protoxyde d'étain.

Propriété essentielle. Il s'unit aux dissolutions de potasse, de soude, d'ammoniaque, et forme des sels solubles. Il n'a point d'usages.

Composition. Il est composé de 100 parties de métal et de 19,04 parties d'oxygène, ou d'un atome de tungstène (dont le poids est 15,75) et de 3 atomes d'oxygène.

Préparation. On fait chauffer, pendant deux heures, une partie de wolfram pulvérisé et séparé de sa gangue (mine composée principalement d'acide tungstique, d'oxyde de fer et d'oxyde de manganèse), avec cinq ou six fois son poids d'acide hydro-chlorique liquide, qui dissout les oxydes de fer et de manganèse, et laisse l'acide tungstique sous la forme d'une poudre jaune; mais il est mêlé avec un peu de gangue et avec du wolfram non décomposé; on le lave, et on le fait dissoudre à froid dans l'ammoniaque; on filtre et on évapore le tungstate qui a été produit; lorsqu'il est sec, on le chauffe dans un creuset pour en volatiliser l'ammoniaque, et l'acide reste pur.

Des tungstates.

403. Les tungstates sont tous le produit de l'art, excepté ceux de chaux et de fer: aucun n'est employé. Ceux des

deux premières classes sont incolores; les autres sont diversement colorés. Ils sont, pour la plupart, indécomposables par le feu : il n'y a guère que ceux dont les oxydes se réduisent par la chaleur qui se décomposent. Presque tous sont insolubles dans l'eau.

Propriétés essentielles. 1° Ceux qui se dissolvent dans l'eau sont précipités à froid par les acides sulfurique, nitrique, hydro-chlorique, etc.; le précipité est blanc, et composé de beaucoup d'acide tungstique, d'une portion de l'oxyde du tungstate et d'un peu de l'acide précipitant. 2° Si, au lieu d'agir à froid, on fait chauffer le mélange, on n'obtient que de l'acide tungstique jaune.

Composition. L'acide des tungstates contient probablement quatre fois autant d'oxygène que l'oxyde qu'il sature. L'oxygène de cet oxyde est à la quantité d'acide du sel comme 1 à 19,1. *Préparation.* On les obtient directement en faisant bouillir l'acide et la base avec de l'eau.

Tungstate d'alumine. Il est pulvérulent et insoluble dans l'eau. *Tungstate de magnésie.* Il cristallise en paillettes brillantes, solubles dans l'eau, inaltérables à l'air et douées d'une saveur métallique : les acides versés dans la dissolution de ce sel y font naître un précipité blanc qui est un sel double. *Tungstate de chaux.* Ce sel se trouve en Suède, en Saxe, en Bohême; il est presque toujours cristallisé en octaèdres translucides, d'un blanc jaunâtre, très dur; sa pesanteur spécifique est de 6,066. *Tungstate de baryte.* Il est pulvérulent et insoluble dans l'eau. *Tungstate de potasse,* Il a une saveur styptique, métallique et caustique; il cristallise difficilement, attire l'humidité de l'air, et se dissout très bien dans l'eau. Il fond à une température peu élevée. *Tungstate de soude.* Il cristallise en lames hexaèdres, allongées, solubles dans 2 parties d'eau bouillante et dans 4 parties d'eau froide, douées d'une saveur âcre et caustique. *Tungstate d'ammoniaque.* Il cristallise en petites écailles semblables à celles de l'acide bo-

rique, ou en aiguilles prismatiques tétraèdres, douées d'une saveur styptique, inaltérables à l'air, solubles dans l'eau, décomposables par le feu en ammoniaque qui se dégage, et en acide tungstique jaune qui reste dans le creuset. *Tungstate de zinc.* Il est blanc et insoluble dans l'eau. *Tungstate de fer* (wolfram). On le trouve dans le département de la Haute-Vienne, dans les mines d'étain de la Bohême, de la Saxe, de Poldice en Cornouailles; il contient toujours des oxydes de manganèse et de fer, et un peu de silice. Il est noir, lamelleux et opaque; il peut être fondu, au moyen du chalumeau à gaz, en un culot métallique dont la surface offre un très bel éclat. On l'emploie pour préparer l'acide tungstique.

Du columbium (tantale).

404. Le columbium est excessivement rare; on ne le trouve qu'à l'état d'acide, combiné tantôt avec les oxydes de fer et de manganèse, tantôt avec l'yttria.

Il est très difficile à obtenir, et par conséquent il a été fort peu étudié; il est d'un gris foncé et d'un éclat semblable à celui du fer, lorsqu'il a été frotté sur une meule; sa pesanteur spécifique est de 5,61. D'après M. Wollaston, il est fragile et assez dur pour rayer le verre. Chauffé avec le contact de l'air, le columbium s'allume bien avant que la température soit portée jusqu'au rouge, et brûle avec vivacité en se transformant en acide columbique. Il peut se combiner avec le *soufre* en vapeur et former un sulfure gris d'un aspect métallique. Il brûle dans le *chlore* avec énergie et fournit un chlorure pulvérulent d'un blanc jaunâtre. Il n'agit point sur l'*eau*. Les acides hydrochlorique et nitrique sont sans action sur lui. L'eau régale et l'acide sulfurique bouillants en dissolvent une petite quantité. L'acide hydro-phtorique le dissout bien, mais le meilleur dissolvant est un mélange de cet acide et d'acide nitrique. Lorsqu'on

projette dans un creuset rouge de feu un mélange de columbium et de *nitrate* de *potasse*, il y a une faible détonation ; l'acide nitrique se décompose et transforme le columbium en acide, en sorte que la masse, d'un blanc de neige, qui est le résultat de cette opération, est composée de potasse et d'acide columbique. Il n'a point d'usages.

Poids de l'atome. Si l'acide columbique est formé de 13,011 d'oxygène et de 100 de columbium (Berzélius), et qu'on le suppose composé d'un atome d'oxygène et d'un atome de columbium, le poids de ce dernier sera 7,68. Si, comme l'annonce M. Thomson, il résulte d'une autre analyse faite par Berzélius, que l'acide columbique contient 94,747 de métal et 5,363 d'oxygène, l'atome de columbium pèsera 18.

Extraction. On décompose l'acide columbique dans un creuset brasqué, comme nous l'avons déjà dit pour le manganèse. (*V.* § 341.)

De l'acide columbique.

405. Cet acide ne se trouve jamais pur dans la nature; il y existe combiné avec quelques oxydes : il est regardé par quelques chimistes comme un oxyde. Il est blanc lorsqu'il contient le huitième de son poids d'eau; il est pulvérulent, sans saveur, sans odeur, beaucoup plus pesant que l'eau ; il rougit faiblement l'*infusum* de tournesol. Le *calorique*, le gaz *oxygène* et l'*air* ne lui font éprouver aucune altération. Il est insoluble dans les acides nitrique et sulfurique ; l'acide hydro-chlorique ne le dissout que très imparfaitement, tandis qu'il se dissout à merveille dans les acides *oxalique*, tartarique et *citrique*, à moins qu'il n'ait été calciné et privé d'eau. Fondu avec la potasse, il forme un *columbate* cristallisable en écailles luisantes, semblables à l'acide borique, inaltérables à l'air,

douées d'une saveur âcre, désagréable, peu solubles dans l'eau. L'acide hydro-chlorique, versé dans la dissolution de ce columbate, la décompose, s'empare de la potasse et précipite l'acide columbique; l'*infusum* de noix de galle y fait naître un précipité orangé. L'acide columbique n'a point d'usages. Il est formé, d'après M. Berzélius, de 100 de métal et de 13,011 d'oxygène.

On l'obtient en décomposant, à l'aide de l'acide hydro-chlorique, le columbate de potasse, préparé en calcinant le nitrate de potasse avec le columbium. (*V.* § 405.)

De l'antimoine (régule d'antimoine).

L'antimoine se trouve, 1° à l'état natif au Hartz, près de Grenoble, et à Sahlberg en Suède; 2° combiné avec l'oxygène; 3° uni au soufre; 4° enfin combiné à la fois avec l'oxygène et avec le soufre.

406. L'antimoine est un métal solide, d'une couleur blanche bleuâtre, brillante, semblable à celle de l'argent ou de l'étain, qui ne se ternit que très peu à l'air; sa texture est lamelleuse, sa dureté assez grande; il est très cassant et facile à pulvériser; frotté entre les doigts, il leur communique une odeur sensible; sa pesanteur spécifique est de 6,7021 (1).

---

(1) Nous devons à M. Serullas un travail important sur l'antimoine et ses préparations, dont voici les principaux résultats : 1° l'antimoine, lors même qu'il a été fondu plusieurs fois, le sulfure, les oxydes et le verre de ce métal, le *crocus metallorum*, etc., contiennent de l'*arsenic*; l'émétique et le beurre d'antimoine sont les seules préparations antimoniales où l'arsenic n'existe pas; 2° on peut démontrer ce fait en traitant l'une ou l'autre de ces substances par le tartrate acidule de potasse, à une température élevée; on obtiendra un alliage de potassium et d'antimoine (voyez *Tartrate aci-*

Chauffé dans des vaisseaux fermés, il entre en fusion un peu au-dessous de la chaleur rouge, et si on le laisse refroidir lentement, il forme un culot dont la surface offre une cristallisation que l'on a comparée aux feuilles de fougère; il n'est point volatil, du moins d'une manière sensible. A la température ordinaire, il n'agit point sur le gaz *oxygène* ni sur l'*air* atmosphérique parfaitement secs : il paraît, au contraire, absorber une très petite quantité d'oxygène si ces gaz sont humides; mais si on élève la température, il passe à l'état de deutoxyde blanc, connu autrefois sous le nom de *fleurs d'antimoine*, et il y a dégagement de calorique et de lumière, comme on peut s'en assurer en faisant fondre 8 à 10 grammes de ce métal dans un creuset, et en le versant d'une certaine hauteur sur une table ou sur le carreau; il se divise alors en une multitude de petits globules rouges enflammés, qui se transforment en oxyde que l'on voit se volatiliser dans l'air sous la forme d'une fumée blanche.

L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* n'exercent point d'action sur l'antimoine. Le *phosphore* peut, à l'aide de la chaleur, se combiner directement avec lui, et donner un phosphure blanc, brillant, cassant, susceptible de se transformer en acide phosphorique et en oxyde d'antimoine lorsqu'on le chauffe à l'air ou avec le gaz oxygène. Le *soufre* jouit aussi de la propriété de s'unir avec l'antimoine à l'aide de la chaleur, et de former un sulfure dont l'histoire nous paraît assez importante pour lui consacrer un article. L'antimoine se combine avec l'*iode*, et présente les mêmes phénomènes que l'étain.

---

dule potasse, t. II) qui contiendra de l'arsenic, si la préparation antimoniale en renfermait, et il suffira de mettre cet alliage en contact avec l'eau pour donner naissance à du *gaz hydrogène arsénié*, facile à reconnaître. (§ 383.)

407. Lorsqu'on projette de la poudre de ce métal dans du *chlore* gazeux, celui-ci est absorbé et solidifié; il se produit du chlorure d'antimoine incolore, fumant, et il y a dégagement de calorique et de lumière. Ce chlorure est formé, d'après M. H. Rose, de 100 d'antimoine et de 137,24 de chlore. Il existe un autre chlorure d'antimoine composé d'après le même chimiste, de 100 de métal et de 82,31 de chlore : c'est le *beurre d'antimoine* (1) qui se présente ordinairement sous la forme d'une masse épaisse, graisseuse, incolore, qui jaunit à l'air; il est demi-transparent, d'une causticité extrême, susceptible de cristalliser en prismes tétraèdres lorsqu'on le fait fondre et qu'on le laisse refroidir lentement, fusible au-dessous de 100° thermomètre centigrade, volatil et attirant l'humidité de l'air : il se décompose lorsqu'on le met en contact avec de l'eau, et fournit de l'oxyde d'antimoine et de l'acide hydro-chlorique, qui se combinent pour former un sous-hydrochlorate insoluble dans l'eau (poudre d'Algaroth); cette poudre se dépose sous la forme de petites paillettes brillantes, et peut être dissoute dans l'acide hydro-chlorique. Le beurre d'antimoine est employé en médecine comme caustique; on s'en sert contre la morsure des animaux venimeux. On l'a préparé jusqu'à présent en faisant chauffer, dans un appareil *desséché* et composé d'une cornue et d'un récipient, un mélange intime de parties égales d'antimoine métallique et de deutochlorure de mercure. Le procédé suivant, décrit par M. Robiquet, paraît mériter la préférence. On prend une partie d'acide nitrique, 4 parties d'acide hydro-chlorique, et une partie d'antimoine métallique, et l'on obtient un *solutum* d'hydrochlorate de protoxyde d'antimoine,

---

(1) Si l'on admet, avec Thomson, qu'il entre dans le beurre d'antimoine un atome de chlore et de métal, on le trouvera formé de 100 d'antimoine et de 81,81 de chlore.

(V. *Action de l'eau régale sur l'or*) On fait évaporer cette dissolution en vaisseaux clos pour chasser l'excès d'acide; lorsque l'hydrochlorate est sec et transformé en chlorure (voyez *Hydrochlorate*, § 258), on continue l'action de la chaleur, mais on change de récipient : par ce moyen, on volatilise le protochlorure, qui est très beau, et qui n'a pas besoin d'être sublimé de nouveau, comme cela a lieu lorsqu'on suit le procédé ancien, qui est d'ailleurs beaucoup plus dispendieux. Si la dissolution de l'antimoine dans l'acide a été faite avec lenteur, et qu'au lieu d'obtenir un hydrochlorate de protoxyde, on ait un hydrochlorate de deutoxyde incapable de produire le protochlorure volatil, on doit ajouter à la dissolution concentrée de l'antimoine très divisé, qui la ramène à l'état d'hydrochlorate de protoxyde; mais cette addition doit se faire *avec beaucoup de précaution*; car la température s'élève considérablement, et le vase peut être brisé. Si la dissolution de l'antimoine dans l'acide a été faite avec rapidité, parce qu'on a employé une trop grande quantité d'acide nitrique, ou par toute autre cause, et que l'on ait obtenu un mélange de deutochlorure et de deutoxyde d'antimoine, il faudra ajouter un peu d'acide hydro-chlorique avant d'évaporer la dissolution, et l'agiter pendant quelque temps avec de l'antimoine très divisé.

L'*azote* est sans action sur l'antimoine. Il en est de même de l'*eau* et du gaz *oxyde de carbone*; on ne sait pas si les gaz *protoxyde* et *deutoxyde d'azote* sont décomposés par ce métal.

Les acides *borique*, *carbonique* et *phosphorique* ne sont pas attaqués par l'antimoine. L'acide *sulfurique* concentré n'agit point sur lui à la température ordinaire; mais il est en partie décomposé à l'aide de la chaleur; il cède une portion de son oxygène au métal, et se transforme en gaz acide sulfureux et en soufre : le protoxyde formé se combine avec l'acide non décomposé, et donne naissance à du sulfate

d'antimoine. On ne connaît pas l'action de l'antimoine sur les acides *iodique* et *chlorique.* L'acide *nitrique* concentré est promptement décomposé par lui; il se dégage du gaz nitreux, et il se forme du deutoxyde d'antimoine blanc et du nitrate d'ammoniaque; phénomènes semblables à ceux que produisent l'étain et le fer, et dont la théorie a été exposée en détail à la page 506. L'acide *nitrique* affaibli l'oxyde au premier degré et le dissout.

L'acide *hydro-chlorique* liquide n'exerce d'abord aucune action sur l'antimoine; mais au bout d'un certain temps, il le dissout, et l'on peut, en évaporant la liqueur, en obtenir des cristaux aiguillés d'hydrochlorate d'antimoine : il est évident que, dans cette expérience, l'eau est décomposée pour oxyder le métal. On ignore quelle est son action sur l'acide *hydriodique;* il n'en exerce aucune sur l'acide *hydro-phtorique.* Suivant Schéele, l'acide *arsenique* oxyde l'antimoine, se combine avec lui, et donne naissance à une poudre blanche insoluble.

Parmi les métaux précédemment étudiés, il n'y a que le *potassium* et le *sodium* qui forment avec l'antimoine des alliages ayant quelques propriétés particulières : il y a pendant leur formation dégagement de calorique et de lumière.

Lorsqu'on projette dans un creuset chauffé jusqu'au rouge parties égales d'antimoine et de *nitrate de potasse* pulvérisés, on obtient l'*antimoine diaphorétique non lavé*, qui est composé de peroxyde d'antimoine (acide antimonique de quelques chimistes), de potasse, et d'un atome d'arséniate d'antimoine, d'après M. Sérullas (*voyez* la note de la p. 574): dans cette expérience, l'acide nitrique est décomposé; son oxygène se porte sur l'antimoine et sur l'arsenic; l'oxyde d'antimoine s'unit à la potasse et à l'acide arsenique; il y a dégagement de beaucoup de calorique et de lumière. Lorsqu'on traite le produit par l'eau, celle-ci dissout l'excès de potasse et un peu de deutoxyde d'anti-

moine, et le résidu constitue l'*antimoine diaphorétique lavé*, composé de 20 parties de potasse et de 80 parties de peroxyde d'antimoine, et d'un atome d'arséniate d'antimoine. Si on verse dans la dissolution aqueuse de potasse et de peroxyde d'antimoine (eau de lavage) de l'acide nitrique, celui-ci s'empare de la potasse, et le peroxyde d'antimoine blanc se précipite : on connaissait autrefois ce précipité sous le nom de *matière perlée de Kerkringius*. On a employé en médecine l'antimoine diaphorétique lavé et non lavé, comme fondant et apéritif dans les maladies cutanées ; ce dernier est plus actif que l'autre ; on le prescrit à la dose de 24 ou 36 grains dans une potion de 5 à 6 onces, que l'on fait prendre par cuillerées ; il constitue *la poudre de la Chevaleraies*. Ces préparations sont fort peu usitées aujourd'hui. L'antimoine diaphorétique non lavé entre dans la composition des *tablettes antimoniales de Daquin*, de la *poudre cornachine*, du *remède de Rotrou*, etc.

Usages de l'antimoine. Il sert à préparer l'alliage des caractères d'imprimerie, et plusieurs préparations antimoniales. Les médecins n'emploient jamais l'antimoine pur. Il constituait autrefois les *pilules perpétuelles*, le *vomitif perpétuel*, espèce de petites balles que l'on rendait telles qu'on les avait prises. On construisait aussi avec l'antimoine des tasses dans lesquelles on mettait du vin blanc, dont l'acide ne tardait pas à dissoudre le métal oxydé par l'air : ce liquide était alors émétique et purgatif, mais d'une manière variable, suivant la quantité d'acide contenu dans le vin. L'antimoine métallique sert à la préparation du *decoctum antivenereum laxans* de la pharmacopée de Paris : mais, dans cette décoction, il se trouve oxydé et dissous par la potasse.

Poids d'un atome d'antimoine. Si le sulfure d'antimoine est composé de 100 parties d'antimoine et de 36,36 de soufre, et qu'on le suppose formé d'un atome de soufre,

qui pèse 2, et d'un atome de métal, le poids de ce dernier sera 5,5

Extraction. On fond dans des creusets le sulfure d'antimoine concassé, pour le séparer de sa gangue; on le fait refroidir, et il ne tarde pas à cristalliser. On le grille dans un fourneau à réverbère, en l'agitant de temps en temps; il absorbe l'oxygène de l'air, et se transforme en oxyde d'antimoine sulfuré terne, d'un gris blanchâtre, et en gaz acide sulfureux; on chauffe cet oxyde préalablement mêlé avec la moitié de son poids de nitrate de potasse, et avec les trois quarts de tartre (sur-tartrate de potasse), et il en résulte de l'antimoine métallique que l'on trouve au fond des creusets, et qui se prend en culot par le refroidissement, un composé de sulfure ou de sulfate de potasse et d'oxyde d'antimoine qui surnage le métal; enfin plusieurs produits volatils (1). *Théorie.* L'acide tartarique du tartre se décompose par le feu, comme toutes les substances végétales; l'hydrogène et le carbone qui entrent dans sa composition se combinent avec l'oxygène de l'oxyde, et mettent le métal à nu, tandis que la potasse s'unit au soufre et à une portion d'oxyde non décomposé : il est évident que l'acide nitrique du nitrate se décompose également pour oxyder l'antimoine et le soufre. L'antimoine obtenu par ce moyen contient de l'arsenic. Lorsqu'on veut se procurer ce métal à l'état de pureté, il faut le préparer avec l'émétique ou avec le beurre d'antimoine. (*Voy.* la note de la page 574.)

---

(1) Suivant M. Berthier, ces mines fourniraient une plus grande quantité d'antimoine si elles étaient mieux exploitées. (*Annales de Chimie et de Physique*, t. xxv.)

Des oxydes d'antimoine.

Suivant M. Thomson, on connaît trois oxydes d'antimoine.

409. Le *protoxyde* existe dans la nature; il entre dans la composition de la poudre d'Algaroth, du sulfate d'antimoine, du tartrate antimonié de potasse (tartre émétique), du kermès, du verre, des foies, des safrans et des rubines d'antimoine. Il est d'un blanc grisâtre; il est fusible à une chaleur rouge-obscur, et prend par le refroidissement l'aspect d'une masse jaunâtre, opaque, nacrée, pesante, fragile et rayonnée; il est volatil; il est décomposé par le soufre et par le carbone; traité par l'acide nitrique, il le décompose et passe à l'état de deutoxyde; il a plus d'affinité pour les acides que le deutoxyde. Il est formé, suivant Thomson, de 100 de métal et de 18,18 d'oxygène ou d'un atome de chaque corps. On l'obtient en traitant le sous-hydrochlorate d'antimoine (poudre d'Algaroth, *voy.* p. 584) par l'ammoniaque, qui s'empare de tout l'acide hydro-chlorique, et met à nu le protoxyde, qu'il suffit de laver et de faire sécher pour l'avoir pur.

410. *Deutoxyde* (acide antimonieux). Cet oxyde se trouve à Tornavaca en Galice, au canton de la Croix, dans le royaume de Valence, où il est combiné avec de l'oxyde rouge de fer, du cinnabre et du carbonate de cuivre. Il constitue les *fleurs d'antimoine*. Il est blanc, infusible au même degré de chaleur qui fond le précédent, et plus volatil que lui; il rougit l'*infusum* de tournesol, suivant M. Berzélius; il est sans action sur le gaz *oxygène* et sur l'*air*; il est décomposé par le charbon et par le soufre, et il a peu de tendance à s'unir avec les acides. Il se combine avec les bases, et forme des composés analogues aux sels, qui portent le nom d'*antimonites*. On l'a employé en médecine comme émétique, mais on ne s'en sert guère

aujourd'hui. Il est formé, d'après M. Thomson, de 100 de métal et de 27,27 d'oxygène, ou d'un atome de métal et d'un atome et demi d'oxygène. *Préparation.* On transforme l'antimoine en deutoxyde en le chauffant avec le contact de l'air : pour cela on introduit de l'antimoine dans un creuset long, que l'on recouvre d'un autre creuset à peu près de même capacité, et que l'on assujettit au moyen d'un lut argileux, en laissant pourtant une ouverture qui donne accès à l'air; on place dans un fourneau à réverbère celui qui renferme l'antimoine, et on le dispose de manière qu'il fasse un angle de 45° avec le sol, et que l'extrémité par laquelle il communique avec l'autre soit hors du fourneau d'environ un pouce; le fond du creuset supérieur doit être percé d'un petit trou; on fait fondre l'antimoine; l'oxyde se forme, se réduit en vapeurs et se condense dans le creuset supérieur, que l'on peut faire communiquer encore avec un autre creuset qui se trouvera plus éloigné du foyer, et qui, par conséquent, favorisera la condensation. On peut encore obtenir ce deutoxyde comme celui d'étain, en traitant l'antimoine par l'acide nitrique.

411. *Peroxyde* (acide antimonique). Il a une couleur jaune; il se réduit, à une chaleur rouge, en oxygène et en acide antimonieux (fleurs d'antimoine); il rougit l'*infusum* de tournesol; il n'a point la propriété de neutraliser les acides; il s'unit à presque toutes les bases salifiables, et forme des composés analogues aux sels qui portent le nom d'*antimoniates*. L'antimoniate de potasse est soluble dans l'eau; le *solutum* précipite les sels de chaux, de baryte, de zinc, de fer, de manganèse, de cobalt, de cuivre, de plomb, etc. : il est précipité par le gaz acide carbonique et par l'acide acétique; le précipité blanc formé par l'acide antimonique contient de l'eau. *Composition.* Il est formé, d'après Thomson, d'un atome de métal et de 2 atomes d'oxygène, ou de 100 de métal et 36,36 d'oxygène.

M. Berzélius admet quatre oxydes d'antimoine : le pre-

mier résulte de l'action de la pile voltaïque sur l'eau et sur l'antimoine, ou de l'action de l'air humide sur ce métal; le second correspond à celui que nous avons appelé *protoxyde;* les fleurs d'antimoine constituent le troisième, que M. Berzélius nomme acide *antimonieux;* enfin, le quatrième, appelé par ce chimiste acide *antimonique*, résulte de l'action du nitrate de potasse sur l'antimoine.

Des sels formés par le protoxyde d'antimoine.

412. Les sels solubles formés par le protoxyde d'antimoine sont précipités en blanc par l'eau, à moins qu'ils ne soient à double base : le précipité est un sous-sel. Les hydrosulfates solubles et l'acide hydro-sulfurique y font naître un précipité jaune orangé, plus ou moins foncé, suivant la quantité de réactif employée : ce précipité est du sous-hydrosulfate d'antimoine. L'infusion de noix de galle les trouble sur-le-champ et y occasione un dépôt d'un blanc jaunâtre, composé de protoxyde d'antimoine et de matière végétale. La potasse et la soude en séparent l'oxyde blanc, et le redissolvent lorsqu'elles sont employées en excès. Le fer et le zinc, doués d'une plus grande affinité pour l'oxygène et pour l'acide que l'antimoine, en précipitent le métal sous la forme d'une poudre noire.

Phosphate acide. Il est soluble dans l'eau, incristallisable; évaporé, il fournit une masse d'un vert noirâtre, vitrifiable à une haute température. La poudre de James, d'après M. Pearson, est un phosphate double de *chaux* et d'*antimoine;* cependant M. Pully n'adopte pas cette opinion, et regarde cette poudre comme formée, 1° de phosphate de chaux; 2° de sulfate de potasse; 3° de potasse tenant du protoxyde d'antimoine en dissolution; 4° enfin de deutoxyde d'antimoine. On sait qu'elle est puissamment émétique.

Sulfate acide. Il est sous la forme d'une masse blanche,

molle, qui, étant traitée par l'eau, se transforme en sous-sulfate blanc, insoluble, pulvérulent, et en sur-sulfate soluble. On emploie le sous-sulfate pour préparer l'émétique. *Préparation.* On l'obtient par le troisième ou par le quatrième procédé. (*V.* § 228.)

Sulfite. Il est pulvérulent, peu soluble dans l'eau, doué d'une saveur âcre et astringente; chauffé, il se fond, se volatilise et se décompose.

Nitrate. Il est peu connu; on sait qu'il est soluble dans l'eau; ce *solutum*, exposé à l'air, se trouble et laisse déposer le deutoxyde; lorsqu'on le traite par une grande quantité d'eau, on en précipite l'oxyde blanc; cet oxyde, desséché dans une capsule, s'enflamme comme de l'amadou si on continue à le chauffer (Berzélius). *Préparation.* On l'obtient comme le nitrate de protoxyde d'étain. (*V.* page 530.)

413. *Hydrochlorate.* Ce sel peut cristalliser en aiguilles blanches; mais le plus souvent on l'obtient à l'état liquide par le premier procédé. (*V.* § 228.) Il est acide, incolore et doué d'une saveur caustique; l'eau le décompose et le précipite en blanc; le précipité est un sous-hydrochlorate d'antimoine (poudre d'Algaroth); il est composé, d'après M. Grouvelle, de 82,01 de protoxyde d'antimoine et de 17,99 de chlorure d'antimoine; il reste dans la liqueur du sur-hydrochlorate. Lorsqu'on le chauffe, il se dessèche, se décompose et se transforme en *chlorure d'antimoine* (beurre d'antimoine).

La *poudre d'Algaroth*, dont on fait un usage pour préparer l'émétique, se prépare en faisant bouillir, dans un matras placé sur un bain de sable, 1 kilog. 250 de sulfure d'antimoine réduit en poudre très fine, 6 kil. 900 d'acide hydro-chlorique à 22 degrés, et 0,080 d'acide nitrique; il se forme de l'hydrochlorate acide d'antimoine, de plomb, de fer et de zinc, qui restent en dissolution; il se dégage du gaz acide hydro-sulfurique et il se précipite du soufre, du

chlorure de plomb et du sulfure d'antimoine non attaqué (1): on fait bouillir jusqu'à ce que les gaz aient cessé depuis quelque temps de noircir le papier d'acétate de plomb. On laisse reposer la liqueur, et on la décante lorsqu'elle est transparente ; on la verse dans une grande quantité d'eau, et on l'agite à mesure, pour que la poudre d'Algaroth qui se produit soit plus divisée, et que le lavage s'en fasse plus exactement : on lave à grande eau jusqu'à ce que la liqueur ne rougisse plus le papier de tournesol; on laisse égoutter le précipité sur une toile pour le débarrasser d'une portion d'eau.

La poudre d'Algaroth était en usage autrefois; on l'administrait comme émétique, et on la connaissait sous les noms de *mercure de vie*, *de mercure de mort*, etc. Elle est généralement abandonnée aujourd'hui.

414. *Sous-hydro-sulfate* (kermès minéral) (2). Le kermès est solide, d'un rouge brun, d'autant plus foncé,

---

(1) *Théorie*. Le plomb, le fer et le zinc existaient dans le sulfure d'antimoine employé; l'hydrogène sulfuré est formé aux dépens de l'hydrogène de l'eau et du soufre du sulfure; les métaux sont oxydés par l'oxygène de l'eau; le soufre déposé provient d'une portion d'hydrogène sulfuré décomposé par le chlore et l'acide nitreux, mis à nu par suite de la réaction de l'acide nitrique sur l'acide hydro-chlorique (*v.* § 171); une portion de ce même chlore unie au plomb qui altère le sulfure, constitue le chlorure précipité.

(2) Les chimistes ne sont point d'accord sur la nature du kermès; on a cru, jusque dans ces derniers temps, qu'il était composé d'acide hydro-sulfurique et d'une quantité d'oxyde d'antimoine contenant plus d'oxygène qu'il n'en faut pour transformer en eau l'hydrogène de l'acide. M. Berzélius pense qu'il est formé de soufre et d'antimoine. Il est des chimistes, enfin, qui le regardent comme un composé de sulfure d'antimoine, d'eau, et d'un oxyde plus oxydé que celui qui fait la base de la poudre d'Algaroth.

toutes choses égales d'ailleurs, qu'il a été mieux préservé du contact de la lumière ; il est léger, velouté, et il paraît formé de très petits cristaux ; il offre une saveur métallique lorsqu'on le laisse long-temps dans la bouche.

Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se décompose et se transforme en eau, en gaz acide sulfureux et en oxyde d'antimoine sulfuré : en effet, l'hydrogène et une partie du soufre de l'acide hydro-sulfurique se combinent dans cette expérience avec une portion de l'oxygène de l'oxyde d'antimoine, pour former de l'eau et de l'acide sulfureux (Robiquet).

Propriété essentielle. Mêlé avec son volume de charbon et chauffé jusqu'au rouge dans un creuset, le kermès se décompose également, et donne de l'*antimoine* métallique, de l'eau, du gaz acide carbonique et du gaz acide sulfureux.

Exposé à l'air, il se décolore et se décompose ; l'oxygène de l'atmosphère s'unit avec l'hydrogène pour former de l'eau ; d'où il suit que le soufre doit se trouver en excès. Il est insoluble dans l'eau, mais il peut se dissoudre dans quelques hydrosulfates sulfurés ; ceux de potasse et de soude le dissolvent bien à chaud et très peu à froid ; ceux de baryte, de strontiane et de chaux le dissolvent à toutes les températures.

415. Si on met dans un petit flacon à l'émeri une certaine quantité de kermès, et qu'on remplisse le flacon d'acide hydro-chlorique étendu du tiers de son volume d'eau, on remarque que ces deux corps réagissent l'un sur l'autre, qu'une portion de kermès se dissout, que le mélange acquiert une couleur jaunâtre, et qu'il se dégage un peu de gaz acide hydro-sulfurique. Si on bouche le flacon et qu'on le comprime afin d'empêcher ce dégagement, on obtient un liquide d'un blanc jaunâtre, formé d'hydrochlorate très acide d'antimoine, et d'une petite quantité d'acide hydro-sulfurique. Il est évident que l'acide hydro-chlorique dé-

compose le kermès, s'empare de l'oxyde d'antimoine, avec lequel il forme un hydrochlorate acide, tandis que l'hydrogène et le soufre s'unissent pour donner naissance à du gaz acide hydro-sulfurique qui reste dans la dissolution. Cet acide ne précipite pas l'oxyde d'antimoine, parce qu'il y est en petite quantité, et surtout parce que l'acide hydro-chlorique combiné avec l'oxyde est en grand excès.

Si on décante cette dissolution d'hydro-chlorate d'antimoine et d'acide hydro-sulfurique, et que l'on y verse quelques gouttes d'eau, on obtient un précipité *jaune-orangé* formé de sous-hydrosulfate d'antimoine : dans ce cas, l'eau s'empare de l'excès d'acide hydro-chlorique; l'oxyde d'antimoine est par conséquent beaucoup moins retenu, et l'acide hydro-sulfurique le précipite comme à l'ordinaire. Ce fait est remarquable en ce qu'il fournit l'exemple d'une dissolution d'hydrochlorate d'antimoine que l'eau précipite en jaune orangé, au lieu de précipiter en blanc.

Si on filtre cette dissolution d'hydrochlorate d'antimoine et d'acide hydro-sulfuriqne, et qu'on la fasse bouillir pendant quelques instants, l'acide hydro-sulfurique se dégage, et alors l'hydrochlorate d'antimoine qui reste précipite en *blanc* par l'eau; ce qui est parfaitement d'accord avec tout ce que nous venons d'exposer.

Si on fait bouillir le *kermès* avec une assez grande quantité de dissolution de potasse ou de soude, il se décompose sur-le-champ, perd sa couleur, et se transforme en protoxyde d'antimoine d'un blanc jaunâtre, insoluble, et en hydrosulfate de potasse sulfuré tenant un peu de protoxyde d'antimoine en dissolution : aussi, si, après avoir filtré cette dissolution, on y verse quelques gouttes d'acide nitrique, celui-ci s'unit avec la potasse, et l'on voit paraître un précipité jaune, plus ou moins rougeâtre, formé de protoxyde d'antimoine, d'acide hydro-sulfurique et de soufre.

Préparation. 1° Pour obtenir de très beau kermès, il faut faire bouillir pendant une demi-heure, dans une chaudière de fer, une partie de sulfure d'antimoine réduit en poudre fine, 22 parties et demie de sous-carbonate de soude cristallisé, et 250 parties d'eau, filtrer la liqueur bouillante, la recevoir dans un entonnoir et dans des vases chauds, couvrir ceux-ci et les laisser refroidir. Le kermès est entièrement déposé au bout de vingt-quatre heures; on le met sur un filtre; on le lave avec de l'eau bouillie et refroidie sans le contact de l'air; on le dessèche à la température de 25°, et on le conserve à l'abri du contact de l'air et de la lumière (Cluzel). On obtient par ce procédé beaucoup moins de kermès que par le suivant; mais il est infiniment plus beau. 2° On fait bouillir, pendant un quart d'heure environ, 2 parties de sulfure d'antimoine pulvérisé, une partie de potasse caustique ou 4 parties de sous-carbonate de potasse, et 20 à 24 parties d'eau; on filtre la liqueur bouillante, et on finit l'opération comme dans le cas précédent. 3° On fait fondre dans un creuset de terre un mélange pulvérulent de 2 parties de sulfure d'antimoine et d'une partie de potasse ou de soude du commerce; on réduit en poudre la masse fondue, et on la fait bouillir avec dix ou douze fois son poids d'eau; le kermès se dépose sur-le-champ, et peut être recueilli en suivant les procédés que nous avons indiqués précédemment. *Théorie.* Quel que soit le mode de préparation mis en usage, l'eau et le sulfure d'antimoine sont décomposés; il se forme de l'hydrosulfate sulfuré de potasse ou de soude, et du kermès; celui-ci ne peut pas être dissous en totalité dans la liqueur refroidie, et se dépose. (*Voy.*, pour les détails de cette théorie, § 417 *bis.*)

Fabroni a proposé de préparer le kermès par un procédé qu'il préfère à ceux qui sont déjà connus. Il chauffe jusqu'au rouge, dans un creuset, trois ou quatre parties de tartre, préalablement mêlé avec une partie de sulfure

d'antimoine; l'opération est terminée lorsqu'il ne se dégage plus de fumée. On dissout la masse dans l'eau bouillante, on filtre et on sépare le précipité rouge qui se forme dans la solution refroidie. (*Ann. de Physique et de Chimie, janvier* 1824.)

Sous-hydrosulfate d'antimoine sulfuré (soufre doré). Ce produit ne diffère du kermès qu'en ce qu'il contient plus de soufre. Il est solide, jaune-orangé, insoluble dans l'eau, et donne, lorsqu'on le calcine avec du charbon, un culot d'antimoine métallique. *Préparation.* L'eau mère, ou la liqueur qui surnage le kermès, contient de l'hydrosulfate sulfuré de potasse ou de soude, et une certaine quantité de kermès; après l'avoir filtrée, on y verse quelques gouttes d'acide nitrique, sulfurique ou hydro-chlorique, qui s'emparent de l'alcali pour former un sel soluble, et l'on voit paraître un précipité jaune-orangé composé de kermès, d'acide hydro-sulfurique et de soufre: c'est le *soufre doré*, qu'il s'agit simplement de laver et de dessécher.

Usages. En médecine, on se sert de ces deux produits pour remplir à peu près les mêmes indications; mais on préfère presque toujours le kermès. On l'emploie, 1° comme tonique du système pulmonaire dans la dernière période des inflammations aiguës des poumons, dans toutes les périodes des fluxions de poitrine appelées *catarrhales*, sans crachement de sang et sans une grande irritation de la poitrine; dans la coqueluche lorsque l'irritation a cessé; dans l'engorgement des glandes du poumon, dans les catarrhes chroniques, dans l'asthme humide, etc. On l'administre à la dose d'un, deux ou trois grains, dans du beurre de cacao, dans de l'huile, dans un jaune d'œuf ou dans des extraits. 2° On fait prendre souvent comme émétique 6 à 10 grains de kermès dans 3 ou 4 onces de sirop d'ipécacuanha, que l'on donne par cuillerées à bouche, de quart d'heure en quart d'heure, jusqu'à ce que le vomissement ait lieu. 3° On l'emploie aussi comme sudorifique

et stimulant de la peau, dans les phlegmasies cutanées chroniques, telles que la gale, les dartres, etc.; dans les rhumatismes lents, les sciatiques et gouttes anciennes : dans ces cas, on l'associe au camphre et à l'antimoine diaphorétique non lavé. Le *soufre doré* a été principalement préconisé contre la goutte : l'une et l'autre de ces préparations paraissent être d'une très grande utilité dans le traitement de la plique polonaise. Administrées à haute dose elles peuvent donner lieu à tous les symptômes de l'empoisonnement.

Arséniate. Il est pulvérulent, insoluble dans l'eau; il en est de même du *molybdate* d'antimoine.

Des sels formés par le deutoxyde d'antimoine.

416. Ces sels ont été fort peu étudiés; quelques-uns même n'existent pas; on peut en obtenir un certain nombre en faisant dissoudre le deutoxyde dans les acides : tels sont, par exemple, le deutosulfate et l'hydrochlorate, qui précipitent en blanc par l'eau et par les alcalis, et en jaune rougeâtre par les hydrosulfates.

Du sulfure d'antimoine (1).

Ce sulfure se trouve très abondamment dans la nature;

(1) Il existe, d'après M. H. Rose, trois sulfures d'antimoine : le premier est celui qu'on trouve dans la nature, celui qu'on obtient en décomposant une dissolution d'émétique ou de beurre d'antimoine par l'acide hydro-sulfurique, ou le *kermès* minéral; il est formé de 3 atomes de soufre et d'un atome d'antimoine : le second s'obtient en décomposant par l'acide hydro-sulfurique un deuto et d'antimoine; il est composé de 4 atomes de soufre : le troisième est le *soufre doré*, et contient cinq atomes de soufre. (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XXIX.)

on le rencontre dans les départements du Gard, du Puy-de-Dôme, dans le Vivarais, en Toscane, en Saxe, en Hongrie, en Bohême, en Suède, en Angleterre, en Espagne, etc. Il est cristallisé en aiguilles d'un gris bleuâtre, brillantes, inodores et insipides.

417. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il entre promptement en fusion et ne se décompose pas; mais s'il est en contact avec l'air ou avec le gaz oxygène, il se transforme en gaz acide sulfureux et en protoxyde d'antimoine sulfuré fusible. Ce produit, ainsi grillé, fondu pendant un certain temps dans un creuset d'argile, constitue le *crocus metallorum*, *safran des métaux*, *safran d'antimoine*; il est brun-marron; il a la cassure vitreuse, et contient de la silice qu'il a enlevée au creuset. Si on continue à le faire fondre et qu'on le coule, il donne par le refroidissement un verre transparent, couleur d'hyacinthe, composé de protoxyde et de sulfure d'antimoine, d'alumine, de silice et de fer oxydé (1), d'où l'on doit conclure que la matière du creuset a été attaquée. Ce verre est opaque s'il contient beaucoup de sulfure; suivant M. Vauquelin, il serait jaune-citrin s'il ne renfermait pas de fer. On peut y démontrer l'existence de toutes ces substances au moyen de l'acide hydro-chlorique. Le verre d'antimoine est employé pour faire le tartre stibié, le vin antimonié; il est fortement émétique, et on l'administre rarement seul. On lit dans Hoffmann des observations d'empoisonnement produit par 7 à 8 grains de cette substance, et terminé par la mort.

On peut combiner, par la fusion et en plusieurs propor-

---

(1) C'est à la silice que le verre d'antimoine doit la transparence : en effet, que l'on fasse chauffer dans un creuset de platine du sulfure d'antimoine grillé seul, on n'obtiendra qu'une masse opaque; que l'on mette, au contraire, un mélange du même sulfure et de sable (silice) dans le même creuset, on ne tarde pas à former du verre transparent.

tions, le protoxyde d'antimoine avec le sulfure; la *rubine* des anciens est formée de 8 parties du premier et d'une partie du second; le *crocus* dont nous avons déjà parlé peut être préparé avec trois parties de protoxyde et une de sulfure; enfin, le *foie d'antimoine* résulte de l'action d'une partie du dernier sur deux de protoxyde.

En sublimant à une douce chaleur parties égales d'*iode* et de sulfure d'antimoine, on obtient un *sulfoiodure d'antimoine* sous forme de lames brillantes, translucides, d'un rouge-coquelicot très intense, étudié pour la première fois par MM. Henry fils, et Garot. (Voyez *Journ. de Pharm.*, tom. 10.)

L'acide *sulfurique* concentré transforme le sulfure d'antimoine, à l'aide de la chaleur, en protosulfate d'antimoine blanc; une partie de l'acide est décomposée, cède de l'oxygène au soufre et à l'antimoine, et se trouve réduite à du gaz acide sulfureux qui se dégage. Il en est de même de l'acide nitrique concentré, excepté qu'il y a dégagement de gaz nitreux (deutoxyde d'azote.) Le sulfure d'antimoine chauffé avec de l'acide hydro-chlorique liquide, dans une petite fiole à laquelle on adapte un tube recourbé propre à recueillir les gaz, décompose l'eau qu'il renferme; le soufre et l'hydrogène de l'eau forment du gaz acide *hydro-sulfurique* qui se dégage, et l'antimoine et l'oxygène de l'eau donnent naissance à du protoxyde d'antimoine qui se dissout dans l'acide hydro-chlorique : c'est même par ce moyen que l'on peut se procurer abondamment, le gaz acide hydro-sulfurique (hydrogène sulfuré).

417 *bis.* Si on fait bouillir de l'eau dans laquelle on ait mis du sulfure d'antimoine et de la chaux, ou de la baryte, ou de la strontiane pulvérisés, l'eau est également décomposée, et l'on obtient un liquide formé, 1° d'hydrosulfate sulfuré de la base; 2° de sous-hydrosulfate d'antimoine (kermès).

Théorie. Comme la chaux ne se décompose pas, on peut la représenter par

			Chaux	
Le sulfure d'antimoine par...	Antimoine	+ soufre	+ soufre	+ soufre.
L'eau par........	Oxygène	+ hydrog^e	+ hydrog^e	
	Protoxyde d'antimoine.	A. hydro-sulfuriq^e.	Hydrosulfate de chaux sulfuré.	

L'eau en se décomposant cède son oxygène à l'antimoine, le transforme en protoxyde; l'hydrogène s'unit aux deux portions de soufre au-dessous desquelles nous l'avons placé, forme de l'acide hydro-sulfurique; une partie de cet acide se combine avec la chaux et le soufre, et donne naissance à l'hydrosulfate sulfuré, tandis que l'autre partie se combine avec le protoxyde d'antimoine, et produit du kermès, qui peut rester en dissolution dans la liqueur.

La potasse et la soude agissent de la même manière sur le sulfure d'antimoine; mais le kermès qui en résulte ne peut être dissous qu'autant que la liqueur est très chaude; par conséquent il se précipite aussitôt qu'elle vient à se refroidir. La préparation du kermès repose tout entière sur cette propriété. (*Voy.* page 588.)

Lorsqu'on projette dans un creuset chauffé jusqu'au rouge parties égales de *nitrate de potasse* et de sulfure d'antimoine pulvérisés, on obtient un produit brun-marron, connu sous le nom de *foie d'antimoine*, et qui est composé de sulfate de potasse, de sulfure de potassium et d'oxyde d'antimoine; d'où il suit que l'oxygène de l'acide nitrique se porte à la fois sur le soufre et sur l'antimoine. Le foie d'antimoine était très employé autrefois comme vomitif, purgatif et fondant; on s'en servait et on s'en sert encore quelquefois dans la préparation du vin émétique trouble et non trouble. On obtient le *fondant de Rotrou* en em-

ployant, au lieu de parties égales, 3 parties de *nitrate de potasse* et une de sulfure d'antimoine, et en mettant le feu au mélange au moyen d'un charbon rouge. Le produit qui en résulte est du sulfate de potasse + du deutoxyde d'antimoine uni à la potasse.

Le sulfure d'antimoine est décomposé, à l'aide de la chaleur, par l'étain, le plomb, le cuivre et l'argent qui s'emparent du soufre qui entre dans sa composition. Il est employé pour extraire le métal et pour préparer le kermès, le soufre doré, le verre d'antimoine, la rubine, le foie d'antimoine, le fondant de Rotrou, etc.

Composition. M. Thomson regarde le sulfure d'antimoine comme un composé de 100 parties de métal et de 36,36 de soufre, ou d'un atome d'antimoine et d'un atome de soufre.

Préparation. On l'obtient en faisant fondre le métal et le soufre.

Du tellure.

Le tellure se trouve, 1° combiné avec le fer et l'or en Transilvanie, dans les mines de Muria-Loretto; 2° avec l'or et l'argent aussi en Transilvanie; 3° avec le plomb, l'or, l'argent et le soufre; 4° enfin, avec le plomb, l'or, le soufre et le cuivre.

418. Le tellure est solide, blanc-bleuâtre, très éclatant, d'un tissu lamelleux, très fragile, facile à réduire en poudre; sa pesanteur spécifique est de 6,115.

Chauffé dans des vaisseaux fermés, il fond à un degré de chaleur un peu supérieur à celui qui est nécessaire pour liquéfier le plomb; il se volatilise ensuite, et se condense en gouttelettes. L'air atmosphérique et le gaz oxygène ne paraissent pas agir sur lui à froid; mais si on élève la température, il se forme un oxyde volatil d'une odeur analogue à celle du raifort, qui répand des vapeurs blanches; il y a en outre dégagement de calorique et de lumière bleu-verdâtre.

Le gaz *hydrogène* peut se combiner directement avec le tellure; il suffit pour cela de le mettre en contact avec le gaz qui se produit en décomposant l'eau par la pile électrique; il se forme, dans ce cas, un *hydrure* solide, brun. Il existe encore un produit gazeux formé aussi de ces deux éléments, et que l'on ne peut pas obtenir directement; il porte le nom de gaz *hydrogène telluré*, et plusieurs chimistes l'appellent acide *hydro-tellurique*. Il est gazeux, incolore, doué d'une odeur semblable à celle du gaz acide hydro-sulfurique; on ignore quelle est sa pesanteur spécifique: il rougit l'*infusum* de tournesol; il absorbe le gaz oxygène lorsqu'on l'approche d'un corps enflammé, et il y a dégagement de calorique et de lumière bleuâtre, et dépôt d'oxyde de tellure; il se dissout dans l'eau; le *solutum*, d'un rouge clair, se décompose par le contact de l'air, et il en résulte de l'hydrure de tellure, qui se dépose sous la forme d'une poudre brune: cet hydrure contient moins d'hydrogène que le gaz; d'où il suit que l'oxygène de l'air s'est combiné avec une portion d'hydrogène; il s'unit aux alcalis, et donne des produits qui ont le plus grand rapport avec les sels: le *chlore* le décompose et lui enlève son hydrogène; il précipite plusieurs des dissolutions métalliques formées par les métaux des quatre dernières classes. Il paraît formé d'un atome de tellure, dont le poids est 4, et d'un atome d'hydrogène, qui pèse 0,125. On l'obtient en traitant un alliage de tellure et de potassium par l'acide hydro-chlorique, comme nous l'avons dit en parlant du gaz hydrogène arsénié (*V.* page 541).

Chauffé avec du *chlore* gazeux, le tellure passe à l'état de chlorure solide, et il y a dégagement de calorique et de lumière; ce chlorure est incolore, demi-transparent, et paraît formé de 100 parties de tellure et de 90,5 de chlore (H Davy). On ne connaît pas l'action des autres *corps simples* sur ce métal. Il n'agit point sur l'*eau*. Les acides *sulfurique*, *nitrique*, et l'eau régale l'oxydent et le dis-

solvent. On ignore quelle est l'action des autres acides sur lui. Il n'est pas employé.

Poids d'un atome de tellure. D'après M. Berzélius, l'oxyde de tellure et formé de 100 parties de métal et de 24,8 d'oxygène. En le supposant composé d'un atome d'oxygène, qui pèse 1, et d'un atome de métal, le poids de celui-ci sera 4.

Extraction. Si la mine ne contient que du tellure, de l'or et du fer, on la sépare de la gangue, on la pulvérise pour la traiter, à une douce chaleur, par 5 ou 6 parties d'acide nitrique; (il se forme du nitrate de tellure et du nitrate de fer solubles. L'or, la majeure partie de la gangue, et une portion d'oxyde de fer restent au fond; on filtre la liqueur après l'avoir étendue. On verse dans la dissolution un excès de potasse caustique : tout l'oxyde de fer est précipité, tandis que celui de tellure, soluble dans un excès de potasse, reste dans la liqueur; on filtre et on verse dans la dissolution assez d'acide hydro-chlorique pour saturer toute la potasse; il se forme de suite un précipité blanc floconneux de sous-hydrochlorate de tellure; on le lave avec parties égales d'eau et d'alcool (l'eau seule dissoudrait l'oxyde), et on le met sur un filtre. Lorsqu'il est sec, on le chauffe graduellement dans une cornue de verre avec $\frac{8}{100}$ de son poids de charbon: l'oxyde perd son oxygène; et le métal mis à nu se sublime en partie, tandis que l'autre portion reste dans la cornue sous la forme d'un culot.

Si la mine de tellure contenait du plomb, il se formerait aussi du nitrate de plomb; alors il faudrait traiter ces nitrates par l'acide sulfurique; le plomb serait précipité à l'état de sulfate, tandis qu'il resterait dans la dissolution du sulfate de tellure de fer, que l'on décomposerait également par la potasse.

De l'oxyde de tellure.

419. Il est le produit de l'art, d'une couleur blanche; il fond un peu au-dessous de la chaleur rouge et se volatilise; il peut se dissoudre dans quelques acides. Il se combine avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, à l'aide de la chaleur, et donne des produits peu solubles dans l'eau. Il est formé, suivant M. Berzélius, de 100 parties de métal et de 24,83 d'oxygène; il n'a point d'usages. On l'obtient en décomposant un sel de tellure par la potasse ou par la soude, que l'on ne doit pas employer en excès, pour ne pas redissoudre une portion de l'oxyde.

Des sels de tellure.

420. Les dissolutions de tellure sont décomposées et précipitées en blanc par la potasse ou la soude; l'oxyde précipité se redissout dans un excès du réactif précipitant; les hydrosulfates solubles y font naître un précipité noir de sulfure de tellure; l'infusion de noix de galle en précipite des flocons jaunes; l'hydrocyanate ferruré de potasse (prussiate) ne les trouble point. Le zinc, le fer et l'antimoine en séparent du tellure noir pulvérulent.

Sulfate. Il est incolore, soluble dans l'eau, et facilement décomposable par le feu. *Nitrate.* Il est incolore, décomposable par l'eau, qui en précipite du sous-nitrate soluble dans un excès d'eau; il donne par l'évaporation, des aiguilles prismatiques, incolores et légères. *Hydrochlorate.* Il est liquide, décomposable par l'eau; le précipité blanc formé se dissout dans une grande quantité d'eau.

De l'urane.

L'urane ne se trouve dans la nature qu'à l'état de protoxyde et de perphosphate; il fait partie de la mine connue sous le nom de *pechblende.*

421. L'urane a été obtenu dans ces derniers temps par M. Lecanu et par M. Arfwedson, sous forme d'une poudre brune qui n'a pas paru susceptible au premier de ces chimistes, d'acquérir l'éclat métallique par le frottement. M. Arfwedson est parvenu, au contraire, en décomposant l'hydrochlorate de potasse et d'urane par l'hydrogène, à obtenir ce métal en octaèdres dont les faces présentaient un très grand éclat métallique. La pesanteur spécifique de l'urane paraît être de 8,7.

Il se combine rapidement avec l'oxygène à l'aide de la chaleur, et forme un protoxyde vert.

On a peu fait d'expériences pour constater l'action de l'urane sur les corps simples, avec lesquels il ne paraît avoir que peu d'affinité. Il n'agit point sur l'eau, ni sur les acides borique, carbonique, phosphorique, sulfurique *pur*, ni hydro-chlorique, tandis qu'il décompose assez bien l'acide nitrique, lui enlève une portion de son oxygène, s'oxyde et se dissout dans la portion d'acide non décomposé. Il est sans usages.

Poids d'un atome d'urane. En admettant, avec Thomson, que le protoxyde d'urane est composé de 100 parties de métal et de 3,8461 d'oxygène, et qu'il est formé d'un atome d'oxygène et de métal, le poids de ce dernier atome sera 26.

Extraction. On décompose l'oxyde d'urane dans un creuset brasqué, comme nous l'avons dit en parlant du manganèse (*voy.* § 341), ou par le procédé de M. Lecanu, en décomposant par l'hydrogène, l'oxyde d'urane chauffé jusqu'au rouge dans un tube de porcelaine.

Des oxydes d'urane.

422. Il existe deux oxydes d'urane. *Protoxyde.* Il entre dans la composition du pechblende. Il est vert lorsqu'il est sec, et d'un blanc verdâtre quand il contient de l'eau; il absorbe rapidement l'oxygène de l'air et se transforme en

deutoxyde ; il est très soluble dans les acides (Lecanu). Il est composé, d'après M. Arfwedson, de 100 parties d'urane et de 3,688 d'oxygène, et suivant M. Thomson, de 3,8461 d'oxygène.

423. *Deutoxyde* (*acide uranique* de quelques chimistes). On le trouve en petite quantité à Saint-Symphorien, près d'Autun, à Chanteloup près de Limoges, en Saxe, en Angleterre, dans le Wurtemberg et en Bohême; il est jaune-orangé lorsqu'il est obtenu par la calcination du nitrate, et jaune-serin quand il est précipité de ses dissolutions salines par un alcali. Il est inaltérable par la chaleur. Il se dissout dans plusieurs acides. Plusieurs chimistes, et notamment M. Arfwedson, pensent qu'il joue le rôle d'acide par rapport aux bases salifiables. M. Lecanu ne partage pas cette opinion. Il est sans usages. M. Arfwedson croit qu'il contient une fois et demie autant d'oxygène que le précédent. On l'obtient en calcinant le deutonitrate.

Des sels formés par le deutoxyde d'urane.

424. Les sels d'urane ont une saveur astringente, forte, sans mélange de saveur métallique. Ils sont tous colorés en jaune ou en blanc jaunâtre. La potasse caustique précipite l'oxyde jaune de ceux qui sont solubles dans l'eau. Les carbonates de potasse et de soude y font naître un précipité blanc : ces précipités se dissolvent dans un excès de potasse. L'hydrosulfate de potasse y produit un dépôt brun-jaunâtre, qui est du sulfure d'urane. L'hydrocyanate ferruré de potasse y forme un précipité rouge-brunâtre, et l'infusion de noix de galle, un précipité chocolat. Tous ces sels sont sans usages.

Le *phosphate* est très peu soluble dans l'eau, et d'une couleur blanche-jaunâtre. *Sulfate.* Il est amorphe ou en petits cristaux d'une forme difficile à déterminer, d'un jaune-citron, dont la couleur passe au vert par son exposition au

soleil; il est soluble dans la moitié de son poids d'eau bouillante, un peu moins soluble dans l'eau froide, et entièrement décomposable par le feu en oxyde et en acide. On le prépare par le premier ou par le deuxième procédé, (*Voy.* § 228). *Nitrate peu acide.* Il cristallise en lames hexagones ou en larges prismes rectangulaires à quatre pans aplatis, d'un jaune-citron ou verdâtre, solubles dans la moitié de leur poids d'eau à 15°, beaucoup plus solubles dans l'eau bouillante, inaltérables à l'air dont la température est à 15° ou 20°, efflorescents à 38°, th. cent., déliquescents, au contraire, dans un air froid et humide. Ces cristaux, chauffés, fondent dans leur eau de cristallisation, se décomposent, et donnent de l'oxyde d'urane, du gaz deutoxyde d'azote et du gaz oxygène. *Préparation.* On se le procure avec la mine d'oxyde d'urane, qui renferme, outre cet oxyde, du fer, du plomb, du cuivre, de la silice, du soufre et du carbonate de chaux; on le traite à froid par l'acide hydro-chlorique faible pour transformer ce carbonate en hydrochlorate soluble. On décante la dissolution et on lave le dépôt; puis on le fait bouillir avec un grand excès d'acide nitrique étendu de son poids d'eau, qui n'agit point sur la silice, et qui attaque à peine le soufre : il y a dégagement de gaz nitreux, et formation de nitrates d'urane, de fer, de plomb et de cuivre, tous solubles dans l'eau; on filtre et on fait évaporer la liqueur jusqu'à siccité pour décomposer la majeure partie du nitrate de fer; on traite la masse par l'eau, et on filtre de nouveau : l'oxyde de fer reste sur le filtre, tandis que les nitrates d'urane, de plomb, de cuivre, et la petite quantité de nitrate de fer indécomposé se trouvent dans la dissolution; on y fait passer un courant de gaz acide hydro-sulfurique, qui précipite le plomb et le cuivre à l'état de sulfures : alors, il ne reste plus dans la dissolution que du nitrate acide d'urane et un peu de nitrate de fer; on filtre, et on l'évapore de nouveau jusqu'à siccité pour décomposer complétement le

sel ferrugineux ; on traite la masse par l'eau, qui ne dissout que le *nitrate d'urane*, que l'on peut évaporer et faire cristalliser.

Hydrochlorate. Il est sous la forme de prismes quadrangulaires, aplatis, d'un vert jaunâtre, déliquescents et très solubles dans l'eau. On l'obtient par le premier ou par le deuxième procédé (*v.* § 228).

Hydrophtorate. Il est cristallisable et inaltérable à l'air.

Arséniate. Il est sous la forme d'une poudre blanche-jaunâtre, insoluble dans l'eau. (*Voy.*, pour plus de détails sur l'urane, les mémoires de MM. Lecanu et Arfwedson, *Journ. de Pharm.*, t. XI; et *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XXIX.)

Du cérium.

On n'a jamais trouvé le cérium à l'état natif; il existe en Suède, 1° combiné avec l'oxygène, la silice et l'oxyde de fer, ce qui constitue l'oxyde silicifère de cérium, ou la cérite; 2° uni à l'acide hydro-phtorique et à l'yttria. On rencontre aussi cette mine au Groënland; mais elle renferme en outre de la chaux et de l'alumine.

425. Le cérium est un métal solide, d'une couleur blanche-grisâtre, très fragile, et d'une structure lamelleuse; on ignore quelle est sa pesanteur spécifique. Il est très difficile à fondre au feu de nos forges : cependant la cérite se fond et se réduit avec la plus grande facilité à l'aide du chalumeau à gaz (Clarke). Suivant M. Laugier, il n'est point volatil à la chaleur rouge à laquelle on peut soumettre une cornue de porcelaine dans un fourneau à réverbère; cependant M. Thomson assure qu'il peut être volatilisé. L'air atmosphérique et le gaz oxygène, à une température élevée, le font passer à l'état d'oxyde blanc. On peut, par des moyens indirects, l'unir au soufre; ce sulfure est composé, d'après le docteur Mosander, de 74 de cérium et de 26 de soufre. Il paraît susceptible de

se combiner avec le carbone. On a peu fait d'expériences pour examiner l'action du cérium sur les autres *corps simples* et sur les *acides*. Il n'agit point sur l'*eau*. Il est sans usages.

Poids d'un atome de cérium, Le protoxyde de cérium est formé, d'après Thomson, de 100 parties de métal et de 16 d'oxygène : en le supposant composé d'un atome de chacun de ces corps, le poids de l'atome de cérium sera 6,25.

Extraction. On l'obtient en chauffant l'oxyde de cérium dans un creuset brasqué (*v.* § 341).

Des oxydes de cérium.

426. Le *protoxyde* de cérium est un produit de l'art; il est blanc, très difficile à fondre, et susceptible de passer à l'état de deutoxyde lorsqu'on le chauffe avec le gaz oxygène ou avec l'air atmosphérique. Il n'a point d'usages; il se dissout dans plusieurs acides; il est formé de 100 parties de cérium et de 16 d'oxygène, ou d'un atome de chacun de ces corps. On l'obtient en décomposant un sel de protoxyde par l'ammoniaque.

427. *Deutoxyde.* Il entre dans la composition de la cérite; sa couleur est brune-rougeâtre; il est très difficile à fondre, n'exerce aucune action sur le gaz oxygène, et n'a point d'usages. Chauffé avec l'acide hydro-chlorique, il passe à l'état de protoxyde qui se dissout; l'oxygène qu'il a perdu s'unit à l'hydrogène d'une portion d'acide hydro-chlorique pour former de l'eau, et il se dégage du chlore. En le considérant comme un composé de deux atomes de cérium et de 3 atomes d'oxygène, on le trouve formé de 100 parties de métal et de 24 d'oxygène. On l'obtient en décomposant un sel de deutoxyde de cérium par l'ammoniaque.

Des sels de cérium.

428. Tous les sels de cérium sont le produit de l'art; ceux qui sont solubles ont une saveur sucrée : ils sont tous précipités en blanc par l'hydrocyanate ferruré de potasse et par l'oxalate d'ammoniaque; mais le premier précipité se dissout dans les acides nitrique et hydro-chlorique, tandis que le second y est insoluble. L'infusion de noix de galle ne trouble point les dissolutions de cérium. Les hydrosulfates solubles les décomposent et en précipitent un sulfure.

Des sels formés par le protoxyde de cérium.

Ces sels sont incolores.

429. *Protocarbonate.* Il est grenu, insoluble dans l'eau pure et dans l'eau acidulée avec l'acide carbonique. Le *protophosphate* de cérium est également insoluble dans l'eau : il ne se dissout pas non plus dans les acides nitrique et hydro-chlorique. *Préparation.* (*V.* § 233 et 236.)

Protosulfate. On l'obtient facilement en cristaux; il est soluble dans l'eau. *Préparation.* (Premier procédé, § 228.)

Protonitrate. Il cristallise difficilement et retient un excès d'acide; il attire l'humidité de l'air et se dissout très bien dans l'eau. *Préparation.* (Premier procédé, § 228.)

Proto-hydrochlorate. Il est sous la forme de petits cristaux prismatiques à quatre pans; il rougit l'*infusum* du tournesol, attire l'humidité de l'air, et se dissout très bien dans l'eau. *Préparation.* On fait bouillir la cérite pulvérisée avec un grand excès d'acide hydro-chlorique; le cérium, le fer, la chaux, qui font partie de la mine, se dissolvent, et la silice reste au fond du vase; on filtre et on évapore la liqueur pour en chasser l'excès d'acide, puis

on l'étend d'eau et on la filtre de nouveau (1). On y ajoute de l'ammoniaque, qui ne précipite que les oxydes de cérium et de fer; on verse, sur ce précipité lavé et encore humide, une dissolution d'acide oxalique que l'on fait bouillir; il se forme de l'oxalate de fer soluble et de l'oxalate de *protoxyde* de cérium d'un blanc rosé, insoluble dans l'eau; on lave ce précipité, et on le calcine lorsqu'il est sec pour détruire l'acide oxalique, en sorte que l'on obtient du deutoxyde de cérium (le protoxyde de cérium passe à l'état de deutoxyde par la calcination); on traite cet oxyde par l'acide hydro-chlorique, qui, comme nous l'avons dit, le transforme en hydrochlorate de protoxyde (M. Laugier).

Proto-arséniate. Il est insoluble dans l'eau, à moins qu'elle ne contienne un excès d'acide. Le *molybdate* de cérium est insoluble dans l'eau et dans les acides.

Des sels formés par le deutoxyde de cérium.

430. Ils ont une couleur jaune ou jaune orangée.

Deutosulfate. Il est sous la forme de petits octaèdres ou de petites aiguilles d'un jaune citron ou d'un jaune orangé, solubles seulement dans l'eau acidulée; il se transforme à l'air en une poudre jaune. *Préparation.* (Premier et deuxième procédés, § 228.) *Deutosulfite.* On peut l'obtenir sous la forme de cristaux de couleur améthyste pâle. *Préparation.* (Premier procédé, § 228.) *Deutonitrate.* Il est jaune, difficile à cristalliser lorsqu'il est saturé d'oxyde; il attire l'humidité de l'air. *Préparation.* (Premier procédé, § 228.) *Deuto-hydrochlorate.* La chaleur de l'eau bouillante suf-

---

(1) En effet, il peut arriver qu'une portion de silice se trouve dans la dissolution, et se dépose à mesure que la liqueur s'évapore.

fit pour le décomposer et le transformer en proto-hydrochlorate et en chlore; ce que l'on conçoit facilement en admettant la décomposition d'une portion d'acide hydrochlorique et la formation de l'eau aux dépens de l'hydrogène de l'acide décomposé, et d'une partie de l'oxygène de l'oxyde.

Cobalt.

Le cobalt se trouve dans la nature ; 1° combiné avec l'oxygène ; 2° avec le fer, le nickel, l'arsenic et le soufre ; 3° avec l'oxygène et un acide à l'état de sel.

431. Le cobalt est solide, d'une couleur blanche-grisâtre, légèrement ductile; sa texture est granuleuse, serrée; sa pesanteur spécifique est de 8,5384, et de 7,7 suivant quelques chimistes. Il est magnétique, mais moins que le fer. Il paraît fondre au même degré de feu que ce métal, c'est-à-dire à 130° du pyromètre de Wedgwood; on en opère facilement la fusion au moyen du chalumeau de Brook (Clarke). Il absorbe le gaz oxygène à une température élevée, et passe à l'état de deutoxyde noir; il n'éprouve point d'altération de la part de ce gaz à froid. Il peut se combiner avec le *phosphore* à l'aide de la chaleur, et donner un phosphure blanc, brillant, fragile, plus fusible que le cobalt, et qui se transforme, par l'action de l'air, en acide phosphorique et en oxyde de cobalt, pourvu que la température soit assez élevée. Ce phosphure est formé de 94 parties de cobalt et de 6 parties de phosphore. Le soufre peut s'unir au cobalt à l'aide de la chaleur; la formation de ce sulfure a lieu avec dégagement de lumière.

La combinaison du chlore avec le cobalt s'opère avec dégagement de lumière lorsqu'on a élevé la température. Le chlorure de cobalt obtenu en traitant le protoxyde de ce métal par l'acide hydro-chlorique est bleu. Lorsqu'on

le chauffe jusqu'au rouge, il est en partie décomposé et en partie volatilisé sous la forme de fleurs légères d'un bleu de lin, difficilement solubles dans l'eau, tandis que le chlorure bleu qui a été simplement desséché se dissout à merveille dans ce liquide, et donne un hydrochlorate rose.

Ce métal ne fait éprouver aucune altération à l'*eau.* Les acides *borique*, *carbonique* et *phosphorique* n'agissent point sur lui. L'acide *sulfurique* concentré et bouillant est en partie décomposé par le cobalt, qui absorbe une portion de son oxygène et forme du sulfate ; il se dégage du gaz acide sulfureux. L'acide *nitrique* est en partie décomposé par le cobalt ; il le transforme en protoxyde et le dissout ensuite ; il se dégage du gaz deutoxyde d'azote. L'acide *hydro-chlorique* liquide attaque difficilement ce métal, à moins qu'il ne soit étendu d'eau ou combiné avec un peu d'acide nitrique. Le cobalt peut s'unir avec plusieurs métaux, mais on n'emploie aucun des alliages où il entre. Il est sans usages.

Poids d'un atome de cobalt. En admettant, avec Thomson, que le protoxyde de cobalt est formé de 100 parties de métal et de 28,57 d'oxygène, et en le supposant composé d'un atome d'oxygène et d'un atome de cobalt, le poids de ce dernier sera de 3,5.

Extraction. On l'obtient en décomposant le protoxyde par le charbon, comme nous l'avons dit en parlant du manganèse. (*V.* § 341.)

Des oxydes de cobalt.

432. *Protoxyde.* Il est le produit de l'art. Lorsqu'il est récemment séparé d'une dissolution de cobalt, il est bleu : si on le dessèche sans le contact de l'air, il est d'un gris bleuâtre. Nous allons l'examiner sous ces deux états : 1° *lorsqu'il est bleu et mêlé avec de l'eau.* Exposé à l'air,

il absorbe l'oxygène et devient verdâtre (1); si on le met en contact avec une dissolution de chlore, il passe à l'état de *deutoxyde noir* sur-le-champ (voy. *Protosels de fer*, p. 511); si, au lieu de l'exposer à l'air, on le met avec de l'eau dans des vaisseaux fermés, il devient violet, se combine avec l'eau, augmente de volume, et passe à l'état d'*hydrate* rose, que l'on peut obtenir sous la forme d'une poudre composée de 79 à 80 parties de protoxyde, et de 20 à 21 parties d'eau (Proust). 2° *Lorsqu'il est gris-bleuâtre et sec.* Chauffé jusqu'au rouge dans un creuset, il s'embrase tout à coup lorqu'on le met en contact avec l'air, s'éteint, noircit, et se trouve transformé en deutoxyde. D'après M. Clarke, il peut être facilement fondu et décomposé en oxygène et en cobalt au moyen du chalumeau à gaz. Le soufre le décompose à une température élevée, s'empare du métal et forme un sulfure. Il se combine parfaitement avec les acides. Il se dissout dans l'ammoniaque et lui communique une belle couleur rouge. Il est formé de 100 parties de cobalt et de 28,57 d'oxygène, d'après Thomson. On l'obtient en décomposant, dans des vaisseaux fermés, le sous-carbonate de protoxyde, tandis qu'on prépare l'hydrate en versant de la potasse dans de l'hydrochlorate ou du nitrate de protoxyde. On l'emploie pour teindre en bleu les cristaux, les émaux, la porcelaine, etc.

L'*azur* n'est autre chose qu'un verre bleu pulvérisé, composé de silice, de potasse et de protoxyde de cobalt. Pour l'obtenir, on grille la mine de cobalt réduite en poudre et séparée des matières terreuses. Cette mine est le plus souvent formée de cobalt, de fer, de soufre et d'arsenic. Par le grillage, ces deux dernières substances se

(1) M. Thénard regarde ce produit verdâtre comme un oxyde nouveau qui tient le milieu entre les deux que nous admettons.

transforment en gaz acide sulfureux et en acide arsenieux, qui se volatilisent : le fer et le cobalt passent à l'état d'oxyde ; on les fait fondre avec 3 parties de potasse et autant de sable pur, et l'on ne tarde pas à obtenir un verre bleu connu sous le nom de *smalt*. On met celui-ci dans l'eau froide pendant qu'il est chaud, et on le broie entre deux meules ; ainsi broyé, il est agité dans des tonneaux remplis d'eau ; on décante le liquide trouble, et il se dépose une poudre que l'on désigne sous le nom d'*azur*. Il est évident que ce produit sera d'autant plus fin que le liquide aura été décanté plus tard ; car alors les parties les plus pesantes auront eu le temps de se précipiter au fond des tonneaux. L'azur est d'autant plus bleu qu'il contient plus d'oxyde de cobalt et moins d'oxyde de fer.

433. *Deutoxyde*, On le trouve en Saxe, combiné avec d'autres métaux. Il est noir, décomposable en oxygène et en cobalt au moyen du chalumeau à gaz. Il ne s'unit aux acides qu'autant qu'il a perdu une portion de son oxygène. L'acide sulfureux le dissout sur-le-champ, parce qu'il lui enlève une portion de son oxygène pour passer à l'état d'acide sulfurique. Il est composé, suivant Thomson, de deux atomes de métal et de 3 atomes d'oxygène, ou de 100 de cobalt et de 42,85 d'oxygène. On l'obtient en mettant le précédent en contact avec l'air, à une chaleur rouge.

Des sels formés par le protoxyde de cobalt.

434. Presque tous les sels de cobalt sont d'une couleur rose ; la potasse, la soude et l'ammoniaque les décomposent et en précipitent le protoxyde bleu ; ce précipité se dissout dans un excès d'ammoniaque, et donne un liquide rouge, si le sel de cobalt est pur ; ce liquide est un sel double de cobalt et d'ammoniaque. Les hydrosulfates solubles y font naître un dépôt noir de sulfure de cobalt soluble dans un

excès d'hydro-sulfate, suivant M. Proust. L'hydro-cyanate ferruré de potasse les précipite en vert d'herbe. Les carbonates, les phosphates, les arséniates et les oxalates solubles y font naître des précipités roses qui sont formés par du carbonate, du phosphate, de l'arséniate ou de l'oxalate de cobalt.

Borate. Il est pulvérulent, rougeâtre et insoluble dans l'eau: chauffé, il se fond et donne un verre bleu foncé. *Préparation.* Troisième procédé. (*V.* § 228.)

Carbonate. Il est sous la forme d'une poudre rose, insoluble dans l'eau; il se décompose à l'aide de la chaleur, et donne le protoxyde gris s'il n'a pas le contact de l'air: dans le cas contraire, il passe à l'état de deutoxyde. Traité par la potasse, il fournit l'hydrate de cobalt rose. *Préparation.* Troisième procédé. (*V* § 228.)

Phosphate. Il est d'une couleur rose, violacée, insoluble dans l'eau, et soluble dans l'acide phosphorique, et composé, d'après Berzélius, de 48,75 d'acide et de 51,25 de protoxyde. Mêlé avec 8 parties d'alumine en gelée et chauffé dans un creuset, il donne un produit d'une belle couleur bleue, qui peut remplacer l'outremer, et qui a été découvert par M. Thénard. Pour obtenir ce produit, on grille la mine de cobalt de Tunaberg, de Saxe ou de Hongrie, pour la priver de la majeure partie du soufre et de l'arsenic qu'elle renferme (voy. *Préparation du sulfate de cobalt*, p. 610); on traite le produit par un excès d'acide nitrique étendu d'eau, et on évapore le *solutum* presque jusqu'à siccité; on fait bouillir avec de l'eau la masse obtenue, afin de dissoudre le nitrate de cobalt et de séparer une certaine quantité d'arséniate de fer insoluble; on filtre et on verse du sous-phosphate de soude dans la dissolution; il se forme sur-le-champ un précipité violet, qui est du sous-phosphate de cobalt contenant du fer, du cuivre, etc.; on lave le précipité et on le met sur un filtre; lorsqu'il est encore en gelée, on en mêle une partie avec 8 parties d'a-

lumine, récemment précipitée, bien lavée et en gelée: on a la certitude que le mélange est parfait lorsqu'on n'aperçoit plus de points violets ni blancs; alors on le fait dessécher et on le chauffe pendant une demi-heure, jusqu'au rouge cerise, dans un creuset de terre recouvert de son couvercle. On peut, au lieu d'une partie de phosphate de cobalt, employer avec égal succès $\frac{1}{2}$ partie d'arséniate du même métal, que l'on peut se procurer en versant de l'arséniate de potasse dans la dissolution nitrique de cobalt obtenue comme nous venons de le dire.

Sulfate. Il cristallise en aiguilles formées de prismes rhomboïdaux, terminés par des sommets dièdres, d'une couleur cramoisi, qui devient rose quand le sel est desséché. Il rougit l'*infusum* de tournesol et se dissout dans l'eau. La dissolution de ce sel, mêlée avec celle du *sulfate d'ammoniaque*, donne un sel double, d'un jaune rougeâtre, que l'on peut faire cristalliser. Elle s'unit aussi au sulfate de potasse, pour former un sulfate double de potasse et de cobalt, qui cristallise avec la plus grande facilité. *Préparation.* On peut préparer ce sel avec la mine de cobalt de Tunaberg; mais on préfère employer les fragments amorphes des mines de Saxe et de Hongrie, qui sont infiniment moins chers, et qui contiennent du cobalt, du fer, du cuivre, de l'arsenic et du soufre. On les grille après les avoir pulvérisés, pour transformer, à l'aide de l'oxygène de l'air, le soufre et l'arsenic en acides sulfureux et arsenieux volatils, et le cobalt, le fer et le cuivre en oxydes fixes; à la vérité, une partie du soufre et de l'arsenic passe à l'état d'acide sulfurique et d'acide arsenique, qui restent avec les oxydes fixes. On traite la mine, ainsi grillée, par les acides nitrique et hydro-sulfurique, par le sous-carbonate de soude, par l'acide oxalique et par l'ammoniaque, pour obtenir de l'oxalate de cobalt et d'ammoniaque, que l'on décompose par la chaleur, et qui fournit l'oxyde de cobalt pur, que l'on peut faire dissoudre dans

l'acide sulfurique. (Procédé de M. Laugier.) *Voyez*, pour plus de détails, la préparation de l'oxyde de nickel, page 651.

Nitrate. Il cristallise en petits cristaux prismatiques, rougeâtres, déliquescents, solubles dans l'eau. Chauffé, il se décompose, l'acide nitrique cède de l'oxygène au protoxyde, et le fait passer à l'état de deutoxyde. *Préparation.* Premier procédé. (*V.* § 228.)

Hydrochlorate. Il cristallise difficilement, attire l'humidité de l'air, et se dissout très bien dans l'eau. Sa dissolution concentrée est d'une couleur bleue foncée; soumise à l'action d'une température élevée, elle devient grisâtre; si, au lieu de la concentrer, on l'étend d'eau, elle passe au rose, quelle que soit sa température, et peut être employée comme encre de sympathie: pour s'en servir, on écrit sur du papier, et lorsque les caractères sont secs et invisibles, on les chauffe: la dissolution de cobalt se concentre, passe du rose au bleu foncé, et les caractères deviennent visibles: exposés à l'air dans cet état, ils ne tardent pas à disparaître, phénomène qui dépend de ce que le sel bleu concentré, attire l'humidité de l'air et devient d'un rose clair invisible; d'où il suit qu'on peut les faire paraître ou disparaître à volonté. Si la dissolution de cobalt contient du trito-hydrochlorate de fer, les caractères sont verts. On obtient l'hydrochlorate de cobalt par le premier procédé. (*Voyez* § 228.)

Arséniate Suivant M. Proust, l'existence de ce sel dans la nature est plus que douteuse. Les efflorescences roses que l'on trouve dans presque toutes les mines de cobalt, dans celles de cuivre, d'argent, et qui ont été désignées sous le nom d'*arséniate de cobalt*, sont formées, d'après ce savant, par l'acide arsenieux et par le protoxyde de cobalt: aussi peut-on séparer ces deux corps en les soumettant à l'action d'une température peu élevée. Quoi qu'il en soit, l'*arséniate de cobalt* préparé dans les laboratoires est rose, insoluble dans l'eau, et ne change pas de

couleur lorsqu'on le chauffe au degré qui suffit pour décomposer les efflorescences roses naturelles. *Préparation.* Troisième procédé. (*Voyez* § 228.)

Du titane.

435. Le titane se trouve combiné avec l'oxygène; son oxyde est tantôt uni à la chaux et à la silice, tantôt à l'oxyde de fer. Les cubes métalliques trouvés dans les scories de plusieurs forges, et que M. Wollaston regarde comme du titane métallique, sont formés, d'après M. Peschier, de titane et de fer. On ignore quelles sont les propriétés physiques du titane, tant il est difficile à obtenir; M. Laugier en a retiré d'un minérai de fer, et il a vu qu'il cristallisait en cubes ou parties de cubes, et qu'il offrait la couleur et l'éclat du cuivre bruni très dur. Il est infusible au feu de nos meilleures forges. M. Clarke a annoncé que la mine de titane silicéo-calcaire peut être réduite à l'aide du chalumeau à gaz, et que l'on obtient un culot métallique; mais il est évident que ce culot n'est pas du titane pur. A une température élevée seulement, le titane peut absorber l'oxygène et passer à l'état d'oxyde. On a fort peu étudié l'action des corps simples susceptibles de se combiner avec les métaux, sur le titane. Le sulfure est d'un vert foncé, et s'obtient en décomposant l'oxyde de titane par le carbure de soufre. Les acides *sulfurique*, *nitrique* et *hydro-chlorique* attaquent ce métal à l'aide de la chaleur, l'oxydent et se combinent avec l'oxyde formé. On ignore quelle est l'action de la plupart des autres acides sur lui. Il n'a point d'usages. On l'obtient, comme le manganèse, en chauffant l'oxyde de titane avec le charbon. (*V.* § 341.)

Poids de l'atome. Si l'on admet avec Thomson, que le sulfure de titane soit formé de 51,543 de titane et de 48,457 de soufre, et qu'il entre dans sa composition un atome de

métal et deux atomes de soufre, le poids de l'atome de titane sera 4,25.

De l'oxyde de titane (acide titanique de quelques auteurs (1).

436. Cet oxyde se trouve dans plusieurs départements de France, à Horcajuela dans la Vieille-Castille, en Hongrie, en Bavière, en Cornouailles, etc.; on le rencontre toujours dans les terrains primitifs. Sa couleur varie extraordinairement, suivant les substances avec lesquelles il est combiné : lorsqu'il a été séparé de ces différentes substances, et convenablement préparé dans les laboratoires, il est blanc et très difficile à fondre. Il est soluble dans les alcalis; ces dissolutions, évaporées, donnent des masses désignées par quelques chimistes sous le nom de *titanates*, dont on peut séparer une partie de l'alcali par des lavages répétés. L'oxyde de titane forme des composés insolubles avec les acides sulfurique, arsénique, phosphorique, oxalique ou tartrique; il ne s'agit pour cela que de verser l'un ou l'autre de ces acides dans une dissolution d'oxyde de titane et de potasse dans l'acide hydro-chlorique. On le sépare des sels de titane par l'ammoniaque.

Des sels de titane.

437. Les sels de titane sont, en général, incolores et peu solubles dans l'eau; leurs dissolutions précipitent en blanc par les sous-carbonates de potasse et de soude, par l'oxa-

(1) Rose et quelques autres chimistes admettent deux oxydes de titane : le protoxyde serait d'un vert foncé et s'obtiendrait en plongeant une lame de zinc, de fer ou d'étain dans une dissolution de peroxyde de titane et de potasse dans l'acide hydrochlorique.

late d'ammoniaque ; en vert-gazon obscur par l'hydro-sulfate de potasse ; en brun rougeâtre sanguin par l'*infusum* de noix de galle et par l'hydrocyanate ferruré de potasse : ce dernier réactif les précipite, au contraire, en vert-gazon brunâtre s'ils contiennent du fer, et le précipité change, par l'addition d'un peu de potasse, en pourpre, puis en bleu, enfin il devient blanc. Suivant Klaproth, une lame d'étain, plongée dans une dissolution de titane, fait prendre au liquide qui l'entoure une belle couleur rouge, tandis que le zinc lui communique une couleur bleue foncée.

Carbonate. Il est pulvérulent, blanc, avec une teinte jaunâtre, et insoluble dans l'eau. *Préparation.* Troisième procédé (*V.* § 228).

Phosphate. Il est blanc et insoluble dans l'eau. On l'obtient comme le précédent.

Sulfate. Il est soluble dans l'eau, cristallisable en aiguilles, mais difficilement ; on l'obtient le plus souvent sous la forme d'une masse blanche, gélatineuse, opaque. *Préparation.* Premier procédé (*V.* § 228).

Nitrate. Il cristallise en lames hexagones, blanches, transparentes, acides et solubles dans l'eau. On l'obtient comme le précédent.

Hydrochlorate. Il est acide, d'un blanc-jaunâtre, incristallisable, suivant M. Vauquelin ; il se décompose et se prend en gelée par l'évaporation : cette gelée n'est probablement qu'un sous-hydrochlorate de titane. *Préparation.* On fait fondre dans un creuset une partie et demie de potasse caustique avec une partie de mine de Saint-Yrieix, pulvérisée, lavée et débarrassée des matières terreuses ; on obtient une masse d'un brun-noirâtre, très dure, que l'on traite par l'eau (1). Ce liquide dissout l'excès

(1) Cette mine contient de l'oxyde de titane, de l'oxyde de fer, de l'oxyde de manganèse, de la silice et de l'alumine.

de potasse, une certaine quantité d'oxyde de titane, la silice, l'alumine, et l'oxyde de manganèse, qui le colorent en vert; il reste une masse rougeâtre, composée, comme l'a prouvé le premier M. Vauquelin, de potasse, de la majeure partie de l'oxyde de titane et d'oxyde de fer : on la fait dissoudre dans l'acide hydro-chlorique concentré, qui acquiert une couleur jaune-verdâtre, et qui n'est jamais transparent; on verse dans le mélange de ces trois hydrochlorates de l'acide oxalique ou de l'oxalate d'ammoniaque, et on obtient sur-le-champ un très beau précipité blanc, grumeleux, d'oxalate de titane pur (M. Laugier); on le lave pour le dessécher et le calciner dans un creuset : par l'action de la chaleur, l'acide oxalique se décompose, et l'oxyde de titane reste sans mélange (1). Pour le transformer en hydrochlorate, il faut le faire fondre de nouveau avec de la potasse pure; car il n'est soluble dans les acides, lorsqu'il a été calciné, qu'à la faveur des alcalis.

L'*arséniate* est blanc et insoluble dans l'eau. On l'obtient par le troisième procédé. § 228. (2)

---

(1) M. Rose a proposé de traiter la dissolution des hydrochlorates par l'ammoniaque, qui précipite les oxydes de fer et de titane : en mettant le précipité encore humide dans une bouteille bouchée, et en y versant de l'hydrosulfate d'ammoniaque, on obtient un précipité qui, étant traité par l'acide hydro-chlorique étendu, laisse l'oxyde de titane pur, tandis que le fer est dissous; il se dégage évidemment, dans ce dernier traitement, du gaz acide hydro-sulfurique.

(2) L'histoire du titane est loin d'avoir atteint le degré de perfection désirable; il suffira de lire le mémoire de M. Wollaston et ceux de M. Peschier, pour juger du peu d'accord qui règne entre les expérimentateurs, et pour sentir la nécessité de nouveaux travaux sur cet objet. (Voy. *Annales de Chimie et de Physique*, t. XXV et XXVII, année 1824; *Journal de pharmacie*, t. X, année 1824.)

Du bismuth.

Le bismuth se trouve, 1° à l'état natif, en France, en Saxe, en Bohême, en Souabe, en Suède; mais il contient toujours un peu d'arsenic; 2° combiné avec l'oxygène; 3° uni avec le soufre, l'arsenic et d'autres métaux.

438. Il est solide, d'une couleur blanche-jaunâtre, très fragile, formé de grandes lames brillantes; sa pesanteur spécifique est de 9,822.

Il entre en fusion à la température de 256° thermomètre centigrade : si on le laisse refroidir lentement, il cristallise en cubes tellement disposés les uns par rapport aux autres, qu'ils forment une pyramide quadrangulaire renversée : on n'observe ce phénomène qu'autant que le métal est pur. Il est complétement volatil sous le charbon, à une température d'environ 30° du pyromètre de Wedgwood (Chaudet).

Il n'agit ni sur l'air ni sur le gaz oxygène, à la température ordinaire; il s'oxyde, au contraire, à l'aide de la chaleur, et l'absorption de l'oxygène est accompagnée d'un dégagement de calorique et de lumière, comme on peut s'en convaincre en projetant sur le sol du bismuth chauffé au rouge-blanc. Le *phosphore* ne se combine pas directement avec le bismuth; il existe cependant un composé de phosphore et de ce métal facilement décomposable à une température peu élevée, et que l'on obtient en décomposant une dissolution saline de bismuth par le gaz hydrogène per-phosphoré. Le *soufre* s'unit avec lui à l'aide de la chaleur, et donne un sulfure gris de plomb, moins fusible que le bismuth, cristallisable en aiguilles fasciculées, qui se transforment en gaz acide sulfureux et en oxyde par l'action de l'air ou du gaz oxygène, à une température élevée, et qui paraît formé de 100 parties de métal et de 22,52 de soufre, d'après Lagerheilm : on trouve ce sulfure en Suède,

en Saxe et en Bohême. L'*iode* peut se combiner avec le bismuth; l'iodure qui en résulte est brun-maron et insoluble dans l'eau.

Le *chlore* gazeux se combine avec ce métal réduit en poudre fine, et il y a dégagement de calorique et de lumière d'un bleu pâle. Le chlorure, connu autrefois sous le nom de *beurre de bismuth*, est blanc, déliquescent, fusible, volatil, et se transforme dans l'eau en hydrochlorate. Il paraît formé de 33,3 de chlore et de 66,7 de bismuth, ou d'un atome de chlore, dont le poids est 4,5, et d'un atome bismuth, qui pèse 9. On l'obtient en chauffant le bismuth avec du sublimé corrosif (*V.* page 524, *Chlorure d'étain*).

Le bismuth n'exerce aucune action sur l'*azote*, sur l'*eau*, ni sur les acides *borique*, *carbonique* et *phosphorique*. L'acide *sulfurique*, concentré et bouillant, se combine avec lui après l'avoir oxydé, d'où il suit qu'une portion d'acide est décomposée, et qu'il y a dégagement de gaz acide sulfureux. L'acide *sulfureux* n'agit point sur lui; l'acide *nitrique* l'attaque, et se décompose avec d'autant plus d'énergie qu'il est plus concentré; le métal s'oxyde et se dissout dans la portion d'acide non décomposée; il se dégage du gaz deutoxyde d'azote. L'acide *hydro-chlorique* liquide n'agit que très lentement sur le bismuth. L'acide *arsenique* peut aussi se combiner avec lui après l'avoir oxydé. Le bismuth peut s'allier avec plusieurs métaux; mais il ne forme, avec ceux qui ont été précédemment étudiés, que des alliages peu importants.

Poids d'un atome de bismuth. Si l'oxyde de bismuth est formé de 100 parties de métal et de 11,11 d'oxygène, et qu'on le considère comme un composé d'un atome d'oxygène et d'un atome de métal, le poids de celui-ci sera 9.

Extraction. Si le bismuth que l'on trouve à l'état natif ne contient pas de cobalt, on se borne à le fondre, il ne tarde pas à se rassembler au fond des creusets et à se

séparer de la gangue : dans le cas où celle-ci serait très abondante, il faudrait mêler la mine avec un fondant terreux et alcalin. Si le bismuth natif contient du cobalt, on le chauffe dans des tuyaux de fer que l'on incline légèrement dans un fourneau; le bismuth fond et vient se condenser dans un récipient de fer; mais il contient presque toujours de l'arsenic; on le tient en fusion pendant quelque temps pour volatiliser toutes les portions de ce dernier métal.

De l'oxyde de bismuth.

439. On trouve quelquefois un peu de cet oxyde à la surface du bismuth natif; il est d'un beau jaune, fusible à la température rouge-cerise; il n'éprouve aucune altération de la part de l'air ni du gaz oxygène. L'hydrogène et le carbone s'emparent de son oxygène à une température élevée; le soufre le décompose également, et s'unit à l'oxygène pour former de l'acide sulfureux, et au métal, qu'il fait passer à l'état de sulfure. L'iode et le chlore en séparent l'oxygène et se combinent avec le métal, pourvu que la température soit assez élevée; à froid il n'exerce aucune action sur le chlore liquide. Il est insoluble dans les alcalis. L'acide nitrique le dissout à merveille. On le fait servir de fondant aux dorures sur porcelaine. Il est formé, suivant M. Thomson, de 100 parties de métal et de 11,11 d'oxygène, ou d'un atome de bismuth et d'un atome d'oxygène. On l'obtient comme le protoxyde d'antimoine. (*Voyez* § 409).

Des sels de bismuth.

440. Ils sont, en général, d'une couleur blanche. Les dissolutions de bismuth sont précipitées en blanc par l'eau (le précipité est un sous-sel), en blanc-jaunâtre par l'hydrocyanate ferruré de potasse. Les hydrosulfates solubles y occasionent un précipité noir de sulfure de bismuth. La

potasse, la soude et l'ammoniaque en séparent l'oxyde, qui est blanc tant qu'il est humide. L'*infusum* de noix de galle les précipite en jaune légèrement orangé.

Le *borate*, le *carbonate* et le *fluate* de bismuth sont pulvérulents, blancs et insolubles dans l'eau. *Préparation.* (*V.* § 230, 233 et 269.)

Sur-phosphate. Il peut être obtenu sous la forme de cristaux solubles dans l'eau, inaltérables à l'air; tandis que le *sous-phosphate* est insoluble, blanc et pulvérulent. *Préparation.* (*V.* § 236.).

Sulfate acide. Il est sous la forme d'une masse blanche. insoluble dans l'eau. Quand on le met en contact avec ce liquide, il est décomposé; la majeure partie de l'acide et un peu d'oxyde se dissolvent, tandis que presque tout l'oxyde reste avec un peu d'acide. La dissolution, évaporée, fournit de petits cristaux aiguillés de sulfate très acide de bismuth; ces cristaux sont de nouveau décomposés si on les traite par l'eau. On l'obtient par le 3e ou le 4e procédé. (*V.* § 228)

Sulfite. Il est blanc, insoluble dans l'eau, quoiqu'il soit avec excès d'acide; au chalumeau, il se fond en une masse jaune-rougeâtre, qui ne tarde pas à se décomposer et à donner du bismuth. *Préparation.* (*V.* § 245.)

Nitrate. Il cristallise en petits prismes tétraèdres comprimés, d'une couleur blanche, rougissant l'*infusum* de tournesol; il attire légèrement l'humidité de l'air, et sa surface se recouvre d'un peu d'oxyde blanc; chauffé jusqu'au rouge, il fournit de l'oxyde jaune: c'est même en suivant ce procédé que l'on peut se procurer avec plus d'avantage l'oxyde de bismuth. Il se dissout très bien dans l'eau, pourvu qu'il soit assez acide. Cette dissolution, versée peu à peu dans une grande masse d'eau, est subitement décomposée, et transformée en *sous-nitrate de bismuth* insoluble, qui se précipite sous la forme de flocons blancs ou de paillettes nacrées, et en sur-nitrate qui reste

en dissolution : il est formé d'un atome d'acide (6,75), d'un atome d'oxyde (10) et de trois atomes d'eau (3,375). Le sous-nitrate, bien lavé, constitue le *blanc de fard* ou le *magistère de bismuth.* On peut se servir du nitrate de bismuth comme encre de sympathie : en effet, les caractères tracés sur le papier avec sa dissolution sèchent et disparaissent; mais ils deviennent visibles et noircissent aussitôt qu'on les met en contact avec le gaz acide hydro-sulfurique ou les hydrosulfates, qui transforment le sel incolore en sulfure noir. Le blanc de fard (sous-nitrate) est employé avec beaucoup de succès dans les douleurs d'estomac connues sous le nom de *crampes ;* on en fait prendre 8 ou 10 grains dans du sirop de guimauve; cinq minutes après, on en donne une nouvelle dose. Il serait imprudent d'en administrer beaucoup plus à la fois, car il est vénéneux; uni à la magnésie et au sucre, il a été très utile pour arrêter certains vomissements chroniques. On le prépare en faisant dissoudre le métal dans de l'acide nitrique affaibli. (*V.* § 228.)

Hydrochlorate. On peut l'obtenir sous la forme de petits cristaux prismatiques, rougissant l'*infusum* de tournesol, déliquescents, peu solubles dans l'eau, à moins que celle-ci ne soit acidulée : exposés à l'action du calorique, ils se transforment en *chlorure de bismuth*, qui se volatilise bien au-dessous de la chaleur rouge. *Préparation.* On traite le bismuth par l'eau régale, et on fait évaporer la dissolution.

Arséniate. Il est pulvérulent, blanc, avec une nuance de vert, insipide, insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide hydro-chlorique. *Préparation.* (*Voy.* § 228, troisième procédé.)

Du plomb.

Le plomb se trouve, 1° à l'état natif dans les laves tendres de l'île de Madère; 2° combiné avec l'oxygène;

3º avec le soufre ou avec quelque autre corps simple, tel que le chlore; 4º avec l'oxygène et un acide formant des sels.

441. Le plomb est un métal solide, d'une couleur blanche-bleuâtre, brillante; il est assez mou pour qu'on puisse le rayer avec l'ongle, et le plier en tous sens; il est très peu sonore, plus malléable que ductile, et ne jouit presque d'aucune ténacité; sa pesanteur spécifique est de 11,352.

Il fond à la température de 260º therm. cent; si on le laisse refroidir, il cristallise, suivant M. Mongez, en pyramides quadrangulaires; si, au contraire, on continue à le chauffer, il se volatilise lentement. Soumis à l'action du gaz *oxygène* ou de l'*air* atmosphérique, le plomb fondu passe d'abord à l'état de protoxyde jaune, puis à l'état de deutoxyde rouge, et il y a dégagement de calorique; à la température ordinaire, le gaz oxygène le ternit, tandis que l'air atmosphérique, après l'avoir transformé en protoxyde, lui cède son acide carbonique, et le change en protocarbonate blanc. Ces phénomènes sont d'autant plus sensibles, que l'air ou l'oxygène sont plus souvent renouvelés.

L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* sont sans action sur le plomb. Le *phosphore* peut se combiner directement avec lui à l'aide de la chaleur, et former un phosphure blanc-bleuâtre, très malléable, mou, moins fusible que le plomb, et susceptible d'être transformé, à une température élevée, en acide phosphorique et en protophosphate de plomb, par l'action de l'air ou du gaz oxygène. Ce phosphure est composé, d'après Pelletier, de 88 parties de plomb et de 12 parties de phosphore.

Lorsqu'on fait fondre dans un creuset 3 parties de plomb et deux parties de *soufre*, on obtient un sulfure, et il y a dégagement de calorique et de lumière. Ce sulfure se trouve très abondamment dans la nature; on le rencontre cris-

tallisé en octaèdres, ou en cubes, ou en lames; il existe en France, en Espagne, en Allemagne, et surtout dans le Derbyshire en Angleterre; il est connu sous le nom de *galène*. Il est solide, brillant, d'une couleur bleue; il ne fond pas aussi facilement que le plomb; il ne se décompose pas quand on le chauffe, à moins qu'il n'ait le contact de l'air ou du gaz oxygène; car alors il se transforme en gaz acide sulfureux et en protosulfate; et si la température est très élevée, il fournit, outre ces deux produits, du plomb métallique. On l'emploie pour en extraire le métal; les potiers de terre s'en servent sous le nom d'*alquifoux*, pour vernir leur poterie. Il est composé d'un atome de plomb et d'un atome de soufre, ou de 100 parties de métal et de 15,384 de soufre.

On peut, par des moyens particuliers, combiner l'*iode* avec le plomb; l'iodure qui en résulte est d'un très beau jaune orangé, et insoluble dans l'eau. *Préparation.* (*Voy.* pag. 297.)

La combinaison du *chlore* gazeux et du plomb s'opère sans dégagement de lumière. Le chlorure formé se trouve dans la nature, et a été connu sous les noms de *muriate de plomb*, de *plomb corné* et d'*hydrochlorate de plomb*. Il est blanc, demi transparent, inaltérable à l'air, fusible au-dessous de la chaleur rouge, volatil à une température plus élevée; il a une saveur sucrée, et se dissout dans 22 à 24 parties d'eau; cette dissolution fournit, par l'évaporation, des prismes hexaèdres, incolores, brillants et satinés. Il paraît formé de 100 parties de chlore et de 287,88 parties de plomb; ou, à peu de chose près, d'un atome de plomb et d'un atome de chlore. Il est sans usages; mais on pourrait, d'après M. Coullier, le substituer à la céruse dans la peinture à l'huile, pour éviter l'altération que l'hydrogène sulfuré fait éprouver au blanc de plomb ordinaire. On l'obtient en versant de l'hydrochlorate de soude dans une dissolution de nitrate de plomb. *Théorie.* (*Voy.*

pag. 332). *Le sous-chlorure de plomb* est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau; il prend une belle couleur jaune lorsqu'on le chauffe.

L'*azote* n'agit point sur le plomb ; il en est de même de l'*eau* privée d'air; mais si ce liquide a le contact de l'atmosphère, le métal passe à l'état de protoxyde, qui ne tarde pas à absorber l'acide carbonique, en sorte qu'au bout d'un certain temps il renferme du carbonate de plomb dissous à la faveur d'un excès d'acide carbonique.

Les acides *borique, carbonique, phosphorique* et *sulfureux* sont sans action sur le plomb. L'acide sulfurique concentré, qui ne l'attaque pas à froid, lui cède une portion de son oxygène à l'aide de la chaleur : il se dégage du gaz acide sulfureux, et le protoxyde formé se combine avec l'acide non-décomposé. On ignore comment les acides *iodique* et *chlorique* agissent sur lui; on peut pourtant, par des moyens indirects, obtenir un *iodate* blanc insoluble dans l'eau, et un *chlorate* soluble. L'acide *nitrique* attaque le plomb avec énergie, le transforme en protoxyde et le dissout; la portion d'acide décomposée pour oxyder le métal passe à l'état de gaz deutoxyde d'azote (gaz nitreux). L'acide *hydro-chlorique* liquide agit à peine sur le plomb. L'acide *hydro-sulfurique* est décomposé par ce métal, qui se transforme en sulfure noir, tandis que l'hydrogène se dégage. L'acide *hydro-phtorique* est sans action sur lui. Il décompose l'acide *arsenique* à l'aide de la chaleur. On n'a pas déterminé comment les acides *molybdique, tungstique* et *chrômique* se comportent avec le plomb.

Plusieurs des métaux précédemment étudiés peuvent s'allier avec lui : nous allons examiner les principaux de ces alliages. 1° *Alliages de deux parties de plomb et d'une partie d'étain.* Lorsqu'on fait fondre ces deux métaux, on obtient un alliage solide, grisâtre, qui fond plus facilement que l'étain, et qui est connu sous le nom de *soudure des plombiers*, parcequ'il sert à souder les tuyaux de plomb.

A une température élevée, il absorbe l'oxygène, décompose l'air, et donne lieu à un grand dégagement de calorique et de lumière. 2° *Alliage de 20 parties d'antimoine et de 80 parties de plomb.* Il est solide, malléable, plus dur que le plomb et fusible au-dessous du rouge cerise : on s'en sert pour faire les caractères d'imprimerie. 3° L'alliage fusible de *Darcet* est formé de 8 parties de bismuth, de 5 parties de plomb, et de 3 parties d'*étain* ; il est remarquable en ce qu'il fond au-dessous de 100° thermomètre centigrade ; uni à une petite quantité de mercure, il devient encore plus fusible, et peut servir à faire des injections anatomiques.

Le plomb est employé pour préparer des balles, de la grenaille, la soudure des plombiers, les caractères d'imprimerie, le blanc de plomb, la litharge, le massicot, le minium : il sert à la construction des bassins, des conduits, des réservoirs, des chaudières, des chambres où l'on prépare l'acide sulfurique, etc. Il entre dans la composition des émaux.

Émaux. On donne le nom d'*émail* à des produits vitrifiés, transparents ou opaques, incolores ou colorés, formés principalement par le protoxyde de plomb ; ceux qui sont opaques contiennent de l'oxyde d'étain ; ceux qui sont colorés renferment un oxyde métallique coloré. *Émail blanc.* On fait chauffer, avec le contact de l'air, 100 parties de plomb, et 15 à 40 parties d'étain : lorsque ces métaux sont transformés en oxydes, on fait fondre dans un four de faïence 100 parties du produit avec 25 ou 30 parties de sel commun, 75 parties de sable et 25 parties de talc (Clouet). On s'en sert pour vernir la faïence, etc.

Poids d'un atome de plomb. Si le protoxyde de plomb est formé de 100 parties de métal et de 7,692 d'oxygène, et qu'il soit considéré comme composé d'un atome d'oxygène et d'un atome de plomb, le poids de ce dernier sera 13.

Extraction. Exploitation du sulfure. On triture et on

lave ce minéral pour en séparer la gangue, puis on le grille; cette opération peut déjà fournir un peu de plomb, si la température est très élevée (Voy. *Action de l'air sur ce sulfure*, pag. 622). On doit considérer le produit du grillage comme formé d'oxyde, de sulfate et d'un peu de sulfure de plomb. On le traite dans le fourneau à manche par de la grenaille de fer (fer carburé), et par du charbon de terre ou de bois. Le charbon décompose l'oxyde et le sulfate de plomb, tandis que le fer s'empare du soufre du sulfure; le plomb mis à nu ne tarde pas à couler dans des bassins : on l'appelle *plomb d'œuvre;* il contient le plus souvent du zinc, de l'antimoine et du cuivre; on le fait chauffer avec le contact de l'air. Le zinc et l'antimoine s'oxydent facilement, et font partie des premières portions de minium obtenues. Si l'on continue à chauffer, le cuivre s'oxyde également, s'unit au minium déjà formé, et il reste une portion de *plomb métallique pur*. Le minium obtenu dans cette opération peut servir dans les fabriques de poterie.

Des oxydes de plomb.

442. *Protoxyde* (massicot, litharge). Cet oxyde ne se trouve dans la nature qu'en combinaison avec des acides. Il est solide, jaune, facilement fusible et indécomposable par la chaleur (à moins qu'il ne renferme du charbon ou des corps qui puissent lui enlever l'oxygène); si on le laisse refroidir lentement lorsqu'il a été fondu, il cristallise en lames brillantes, jaunes ou jaunes-rougeâtres, que l'on désigne sous le nom de *litharge*. A une température élevée, il absorbe le gaz oxygène, décompose l'air et passe à l'état de deutoxyde rouge (minium); à froid, il s'unit avec l'acide carbonique qui se trouve dans l'atmosphère. Délayé dans l'eau, et mis en contact avec du chlore gazeux, il est en partie décomposé; le chlore forme avec le plomb du chlo-

rure blanc, et l'oxygène se porte sur une portion de protoxyde qu'il transforme en tritoxyde. Il se dissout en petite quantité dans l'eau distillée pure ; il est très soluble dans la potasse, la soude, la baryte, la strontiane et la chaux, avec lesquelles il forme des dissolutions que l'on peut obtenir cristallisées en écailles blanches, ainsi que l'a fait voir M. Berthollet. M. Houton-Labillardière a obtenu des dodécaèdres réguliers, blancs, demi transparents, d'une dissolution de litharge dans la soude abandonnée à elle-même pendant l'hiver. Le protoxyde de plomb dissout la silice et l'alumine à une température élevée, en sorte qu'il est impossible de le fondre dans des creusets de terre sans que ceux-ci soient attaqués ; enfin, il est le seul oxyde de plomb susceptible de se combiner avec les acides. Le massicot est employé pour faire du blanc de plomb ; il entre dans la composition du jaune de Naples, etc. La litharge sert à préparer le sel et l'extrait de saturne, l'emplâtre diapalme, l'onguent de la mère. Il est formé, d'après M. Berzélius, de 100 parties de métal et de 7,7 d'oxygène, ou d'un atome de chacun de ces corps. On l'obtient en chauffant le plomb avec le contact de l'air, ou en ramenant par la chaleur le deutoxyde à l'état de protoxyde.

443. *Deutoxyde* (minium). Il existe en masses informes d'un rouge peu éclatant, à Langenheck au pays de Hesse-Cassel. Il est d'une belle couleur rouge, susceptible d'être décomposé par la chaleur en oxygène et en protoxyde; il est fusible, et n'a aucune action sur l'air ni sur le gaz oxygène. Il n'est que très peu soluble dans l'eau, d'après les expériences de M. Vauquelin. L'acide nitrique le transforme en protoxyde qui se dissout, et en tritoxyde brun insoluble : d'où il suit qu'une portion de minium perd de l'oxygène qui se porte sur une autre portion, et le fait passer à l'état de tritoxyde Traité par l'acide hydro-chlorique, il est décomposé, et l'on obtient du chlorure de plomb d'un blanc jaunâtre, du chlore

et de l'eau, ce qui prouve que l'oxygène du deutoxyde se combine avec l'hydrogène de l'acide, tandis que le métal s'empare d'une portion du chlore mis à nu. Il se combine avec la potasse, la soude, la chaux, etc., mais moins facilement que le protoxyde. Le minium du commerce contient presque toujours du protoxyde de plomb et quelquefois du deutoxyde de cuivre. Il est employé à faire le cristal, les vernis sur les poteries, et en peinture. Il est formé, d'après M. Berzélius, de 100 parties de métal et 11,08 d'oxygène, ou de 2 atomes de plomb et de 3 atomes d'oxygène. On l'obtient en faisaut fondre le plomb avec le contact de l'air. On commence par opérer la fusion de ce métal dans un fourneau à réverbère dont l'aire est concave; lorsqu'il est à l'état de protoxyde jaune, on le laisse refroidir, on le triture, et on l'agite dans des tonneaux avec une certaine quantité d'eau, afin d'en séparer les portions de plomb qui n'ont pas été oxydées; le métal, plus pesant que l'oxyde, ne tarde pas à se précipiter, tandis que celui-ci reste suspendu dans l'eau; on le ramasse, on le fait sécher, et on le met de nouveau dans le four sous la forme de couches minces, afin qu'il présente plus de surface; on elève la température presque jusqu'au rouge brun, et l'on obtient, au bout de quarante à quarante-huit heures, le deutoxyde rouge; on le laisse refroidir et on le passe au tamis : cependant il n'est pas pur; il contient presque toujours un peu de protoxyde de plomb, et assez souvent du deutoxyde de cuivre; on le traite par l'acide acétique affaibli, qui ne dissout, à l'aide d'une douce chaleur, que les deux oxydes qui altèrent le minium.

444. *Peroxyde* (oxyde puce). Cet oxyde, d'une couleur puce, est le produit de l'art; il est décomposé par la chaleur en gaz oxygène et en protoxyde de plomb. Mis en contact avec l'eau et avec un excès de chlore gazeux, il

n'éprouve aucune altération, d'après les expériences de M. Vauquelin; trituré avec du soufre, il lui cède une portion de son oxygène, forme du gaz acide sulfureux, et il y a dégagement de calorique et de lumière si le mélange est bien sec. Le gaz acide sulfureux s'empare d'une grande partie de son oxygène, le ramène à l'état de protoxyde, et se transforme en acide sulfurique, qui s'unit au protoxyde: *il se dégage beaucoup de lumière* (Vogel). L'acide nitrique ne lui fait éprouver aucun changement. Il est sans usages (1). Il est formé de 100 partes de métal et de 15,384 d'oxygène, ou d'un atome de plomb et de deux atomes d'oxygène. On l'obtient en chauffant le deutoxyde avec 5 à 6 parties d'acide nitrique étendu de son poids d'eau; il se forme du proto-nitrate de plomb soluble et du *peroxyde* qui reste au fond du matras, et qui doit être lavé avec de l'eau chaude. (Voyez *Minium*, p. 626.)

Des sels de plomb.

445. Parmi les oxydes de plomb, il n'y a que le protoxyde qui puisse se combiner avec les acides et former des sels, qui sont pour la plupart insolubles. Ceux qui se dissolvent fournissent des liquides incolores, doués d'une saveur plus ou moins douceâtre; ils donnent, par l'acide hydro-sulfurique et par les hydrosulfates solubles, un précipité noir

---

(1) Quelques chimistes pensent depuis long-temps qu'il existe un quatrième oxyde de plomb moins oxydé que celui que nous avons appelé *protoxyde*. M. Dulong, dans un travail sur les oxalates, a obtenu des résultats qui militent en faveur de cette opinion; suivant lui, cet oxyde serait noir, et contiendrait moins d'oxygène que l'oxyde jaune.

de sulfure de plomb, un précipité jaune-serin de chromate de plomb par l'acide chromique et par les chromates solubles, jaune orangé par l'acide hydriodique ou par les hydriodates (le précipité est de l'iodure de plomb); un précipité blanc de protoxyde par la potasse, la soude ou l'ammoniaque; ce précipité jaunit lorsqu'on le fait sécher, et se redissout à merveille dans un excès de potasse ou de soude. Si, avant de décomposer la dissolution de plomb par les alcalis, on l'étend d'une suffisante quantité de chlore liquide, le précipité, jaune d'abord, devient rouge, et finit par passer à l'état de tritoxyde brun, phénomène qui dépend de ce que l'eau a été décomposée; son oxygène s'est porté sur le protoxyde de plomb, tandis que le chlore s'est uni à l'hydrogène. Les sous-carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque transforment ces dissolutions en sous-carbonate de plomb blanc insoluble ou peu soluble dans l'eau. Elles sont précipitées en blanc par l'acide sulfurique et par les sulfates solubles: dans ce cas, le précipité est du sulfate de plomb. Enfin, le zinc ayant plus d'affinité pour l'oxygène et pour l'acide que le plomb, précipite celui-ci à l'état métallique. (*Voyez* p. 641.)

Borate. Il est blanc, peu soluble dans l'eau, fusible au chalumeau en un verre incolore. *Préparat.* (*V.* § 230.)

Sous-carbonate (céruse). On trouve ce sel en France, en Bretagne, au Hartz, en Bohême, en Écosse et en Daourie. Il est tantôt cristallisé en prismes à six pans, ou en octaèdres réguliers, ou en petites paillettes brillantes, transparentes, d'une couleur blanche ou jaune-brunâtre; tantôt en petites masses. Chauffé au chalumeau, il se décompose et donne du plomb métallique; il est insoluble dans l'eau, à moins que celle-ci ne contienne du gaz acide carbonique, qui le transforme en carbonate acide. MM. Barruel et Mérat ont retiré deux onces de carbonate acide de plomb très bien cristallisé, en faisant évaporer six voies d'eau laissées pendant deux mois dans une cuve doublée

en plomb, qui avait été exposée à l'air, et par conséquent en contact avec le gaz acide carbonique. (Thèse de M. Mérat sur la *colique de plomb*). La céruse est employée pour étendre les couleurs; on s'en sert aussi pour dessécher les huiles et pour peindre les boiseries des appartements. *Préparation.* On fait arriver un courant de gaz acide carbonique dans une dissolution de *sous-acétate de plomb soluble;* il se précipite du carbonate de plomb, et le sel se trouve ramené à l'état d'acétate neutre; on le décante, et, à l'aide de la litharge, on le transforme de nouveau en sous-acétate de plomb soluble, que l'on décompose encore par l'acide carbonique; on lave bien le carbonate précipité, et on le livre dans le commerce après l'avoir fait sécher. Avant de connaître ce procédé, on préparait le blanc de plomb en soumettant les lames de ce métal à l'action de la vapeur du vinaigre, de l'air et de l'acide carbonique; le plomb s'oxydait, passait à l'état de sous-acétate, qui était ensuite décomposé par l'acide carbonique : ce procédé, moins avantageux que le premier, n'est pas encore généralement abandonné.

Phosphate. Il se trouve dans plusieurs mines de galène (sulfure de plomb), en France, au Hartz, en Écosse, etc.; il est souvent cristallisé en prismes à six pans, transparents, de couleur verte, rougeâtre, brunâtre ou violette; il est fusible, et prend, en refroidissant, la forme d'un polyèdre régulier; si on le chauffe plus fortement, il se transforme en phosphure de plomb. Celui qu'on prépare en décomposant le chlorure de plomb par le sous-phosphate de soude est blanc, insoluble dans l'eau, soluble dans les acides nitrique, hydro-chlorique et phosphorique, et composé, d'après Berzélius, de 24,24 d'acide et de 75,76 de protoxyde.

Sulfate. On le trouve cristallisé en octaèdres réguliers, en pyramides tétraèdres, ou en tables transparentes; il existe en France, en Écosse, etc. Celui que l'on obtient dans les laboratoires est blanc, indécomposable par la cha-

leur dans des vaisseaux fermés, insipide, insoluble dans l'eau et soluble dans l'acide sulfurique ; ce *solutum* fournit, par l'évaporation, de petits cristaux blancs. Le sulfate de plomb, mis sur les charbons ardents, fond, se décompose et donne du plomb métallique. On l'obtient par le troisième ou par le quatrième procédé. (*Voyez* § 228.) Suivant M. Berthier, on pourrait tirer grand parti du sulfate de plomb dans les arts, pour en extraire le métal, pour obtenir la litharge, le gaz acide sulfureux, pour préparer le cristal, etc. (Voyez *Annales de Chimie et de Physique*, tome XX.)

Le *sulfite* et l'*iodate* sont blancs, insolubles dans l'eau, et sans usages.

Chlorate. Il cristallise en lames brillantes, solubles dans l'eau, douées d'une saveur sucrée et astringente, sans action sur l'*infusum* de tournesol et sur le sirop de violettes. Il fuse sur les charbons ardents, répand des fumées blanches, se décompose, et laisse pour résidu du plomb métallique. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il fournit du gaz oxygène et un peu de chlore (Vauquelin). Il est le produit de l'art et sans usages. *Préparation.* (*Voyez* § 253.)

Nitrate. Il n'existe pas dans la nature; on peut l'obtenir cristallisé en tétraèdres dont les sommets sont tronqués, d'une couleur blanche, opaques, inaltérables à l'air, et solubles dans 7 à 8 parties d'eau à 15°. Si, après avoir desséché ce sel, on le chauffe dans des vaisseaux fermés, il se décompose et se transforme en acide nitreux liquide sans eau (*voyez* p. 242), en gaz oxygène et en protoxyde de plomb. Si on fait bouillir la dissolution de nitrate de plomb avec du protoxyde, on obtient un *sous-nitrate de plomb* blanc, moins soluble dans l'eau que le précédent. Si, au lieu de le faire bouillir avec du protoxyde, on se sert de lames de plomb très minces, l'acide nitrique est décomposé, cède une partie de son oxygène au plomb, et il se forme du *sous-hyponitrite de plomb ;* il se dégage du gaz deutoxyde d'a-

zote. On obtient le nitrate de plomb avec de la litharge et l'acide nitrique étendu de trois ou quatre fois son poids d'eau.

Hyponitrite neutre. Il cristallise en octaèdres d'un jaune-citron, très solubles dans l'eau. Si on fait bouillir sa dissolution au contact de l'air, l'oxygène est absorbé et l'hyponitrite passe à l'état de sous-nitrate. On l'obtient en versant dans une dissolution chaude de sous-hyponitrite au minimum d'oxyde, assez d'acide sulfurique faible pour en précipiter la moitié de l'oxyde à l'état de sulfate, et en filtrant la liqueur.

Sous-hyponitrite. On en connaît deux variétés. *Première variété.* Elle contient moins d'oxyde que la seconde, cristallise en lames feuilletées, jaunes, peu solubles dans l'eau, et ramène au bleu la couleur du tournesol rougie par les acides. La deuxième *variété* est plus chargée d'oxyde que la précédente, moins soluble dans l'eau, et d'une couleur de brique (Chevreul). On obtient la première de ces variétés en faisant bouillir la dissolution de 100 parties de nitrate de plomb avec 62 parties de plomb réduit en lames très minces. La deuxième variété se prépare de la même manière, excepté que l'on emploie plus de plomb.

Arséniate. On le trouve dans la nature; il est blanc et insoluble dans l'eau. *Préparation.* (*Voyez* § 228, 3e procédé.)

Chromate (plomb rouge). On n'a trouvé ce sel que dans la Sibérie. Celui que l'on prépare dans les laboratoires est insoluble dans l'eau, d'une belle couleur jaune-serin lorsqu'il est neutre, d'un beau jaune orangé quand il est à l'état de sous-chromate. On l'emploie pour peindre sur la toile et sur la porcelaine; il fait la base des couleurs jaunes que l'on applique sur les caisses des voitures.

Molybdate. On le rencontre en Carinthie, près de Freyberg en Saxe, en Hongrie, au Mexique; il cristallise en

lames cubiques ou rhomboïdales, d'un jaune pâle; il est insoluble dans l'eau et n'a point d'usages. *Préparation.* (*Voy.* § 228, 3e procédé.)

Du cuivre.

Le cuivre se trouve, 1° à l'état natif en France, mais principalement en Sibérie, en Suède, en Angleterre, en Saxe, en Hongrie; 2° combiné avec l'oxygène; 3° avec certains corps simples et avec le soufre; 4° enfin à l'état de sel.

446. Le cuivre est un métal solide, d'une belle couleur rouge; quoique brillant, malléable et ductile, il ne possède ces propriétés qu'à un degré inférieur à celui des métaux les plus précieux. Doué d'une force de ténacité moindre que celle du fer, il est plus sonore que lui et que tous les autres métaux. Sa pesanteur spécifique est de 8,895 lorsqu'il a été fondu.

Soumis à l'action du *calorique*, il fond à 27° du pyromètre de Wedgwood, et ne se volatilise pas; on ne l'a point encore obtenu bien cristallisé. S'il a le contact de l'*air* ou du gaz *oxygène*, il passe à l'état de deutoxyde brun sans qu'il se dégage de la lumière; des phénomènes analogues ont lieu à la température ordinaire, pourvu que les gaz soient humides: ainsi le gaz oxygène ternit sa surface et l'oxyde au bout d'un certain temps; l'air atmosphérique, non seulement le change en oxyde, mais le fait encore passer à l'état de carbonate verdâtre.

Le *phosphore* peut se combiner directement avec lui, et donner un phosphure d'un blanc-grisâtre, brillant, fragile, très dur, susceptible d'être transformé par l'air, ou par le gaz oxygène, en acide phosphorique et en sous-phosphate de cuivre, pourvu que la température soit assez élevée. Il est formé, d'après M. Dulong, de 100 parties de cuivre et de 25,23 de phosphore. Lorsqu'on chauffe en-

semble le *soufre* et le cuivre, il y a dégagement de calorique et de lumière, et formation d'un sulfure solide, d'un gris de plomb, plus fusible que le cuivre; l'air atmosphérique ou le gaz oxygène transforment ce sulfure en acide sulfureux et en oxyde de cuivre, à une température élevée; si la chaleur est moins forte, ils le font passer à l'état d'acide sulfureux et de sulfate de cuivre. On l'obtient comme il a été dit à la p. 296. Il paraît formé d'un atome de cuivre, qui pèse 8, et d'un atome de soufre, dont le poids est 2: d'après M. Berzélius, la quantité de soufre serait 2,048. Il existe en Cornouailles, en Suède, en Saxe, en Sibérie, en Bohême, au Hartz, en Hongrie, etc.; on le désigne sous le nom de *pyrite* de cuivre; il contient toujours une plus ou moins grande quantité de sulfure de fer, on l'emploie à l'extraction du cuivre du commerce et à la préparation du sulfate de cuivre (couperose bleue.)

Le composé d'*iode* et de cuivre est d'un blanc grisâtre et insoluble dans l'eau.

447. Chauffé avec du *chlore* gazeux, il l'absorbe, rougit, et passe à l'état de *chlorure*. On connaît deux composés de ce genre: 1° le *perchlorure*, que l'on prépare en dissolvant le cuivre dans l'eau régale bouillante et en évaporant la dissolution jusqu'à siccité, est solide, couleur d'écorce de canelle, et susceptible de se transformer en hydrochlorate vert soluble lorsqu'on l'humecte; 2° le *protochlorure* s'obtient en chauffant le précédent jusqu'à ce qu'il ne laisse plus dégager de chlore. Il est lamelleux, d'une couleur plus foncée que celle du perchlorure; mis en contact avec l'eau, il passe à l'état de *chlorure hydraté* (sous-hydrochlorate de quelques chimistes), blanc, indécomposable par la chaleur, insoluble dans l'eau et soluble dans l'acide hydro-chlorique concentré. La lumière le fait passer rapidement au rouge et au brun. Lavé à plusieurs reprises avec de l'eau, il est décomposé et changé en protoxyde de cuivre orangé et en acide hydro-chlorique (Che-

nevix.) Il est décomposé par une dissolution de potasse : l'eau cède son oxygène au cuivre pour le transformer en protoxyde orangé, tandis que l'hydrogène s'unit au chlore et donne de l'acide hydro-chlorique qui passe à l'état d'hydrochlorate de potasse. On obtient facilement le *protochlorure de cuivre hydraté* en décomposant par l'eau l'hydrochlorate acide de protoxyde.

Le protochlorure de cuivre paraît formé d'un atome de cuivre et d'un atome de chlore, ou de 8 de cuivre et de 4,5 de chlore ; le perchlorure contient deux atomes de chlore, ou, ce qui revient au même, 8 de cuivre et 9 de chlore.

L'*azote*, l'*eau*, les acides *borique* et *carbonique* sont sans action sur le cuivre. L'*acide phosphorique* ne l'attaque qu'à la longue. L'acide *sulfurique* concentré, qui n'agit pas sur lui à froid, est, au contraire, rapidement décomposé à la chaleur de l'ébullition ; il y a dégagement de gaz acide sulfureux et formation de deutoxyde de cuivre ; celui-ci se combine ensuite avec l'acide non décomposé, et forme du deuto-sulfate de cuivre anhydre. L'acide *sulfureux* n'exerce aucune action sur ce métal. Les acides *iodique* et *chlorique* ne nous paraissent pas avoir été mis en contact avec lui. L'acide *nitrique*, même étendu d'eau, l'attaque avec énergie à la température ordinaire, se décompose en partie et le fait passer à l'état de deutoxyde, qui se dissout dans la portion d'acide non décomposé; il se dégage du gaz deutoxyde d'azote (gaz nitreux). L'acide *nitreux* agit aussi avec beaucoup de force sur le cuivre. L'acide *hydro-chlorique* liquide, qui n'agit pas sur lui à froid, l'oxyde et le dissout à la chaleur de l'ébullition : d'où il suit que l'eau est décomposée, et qu'il se dégage du gaz hydrogène. Les acides *hydro-phtorique* et arsénique peuvent également se combiner avec lui après l'avoir oxydé.

Le cuivre peut s'allier avec plusieurs des métaux précédemment étudiés : nous allons parler des principaux de ces

alliages. 1° *Alliage de zinc et de cuivre*, connu sous les noms de *laiton*, de *cuivre jaune*, de *similor*, d'*or de Manheim*, d'*alliage du prince Robert*, etc. Il est formé de 20 à 40 parties de zinc, et de 80 à 60 parties de cuivre; il est plus fusible que ce dernier métal, et se transforme en oxyde de cuivre en oxyde de zinc lorsqu'on le chauffe avec du gaz oxygène ou avec l'air; il produit même une belle flamme verte. On ne le trouve pas dans la nature; il est employé dans la préparation des chaudières, des poêlons, d'un très grand nombre d'instruments de physique, des épingles, des cordes d'instruments, etc. (1). 2° *Alliage d'étain et de cuivre.* On le connaît sous le nom de *bronze* ou *métal de canons*, lorsqu'il est formé de 10 ou 12 parties d'étain et de 90 à 88 de cuivre; on l'appelle *métal de cloches* quand il est composé de 22 parties d'étain et de 78 de cuivre; l'alliage qui constitue les timbres des horloges contient un peu plus d'étain et un peu moins de cuivre; enfin, il porte le nom de *tam tam* lorsqu'il entre dans sa composition 80,427 parties de cuivre et 19,573 d'étain. Les miroirs de télescopes sont formés d'une partie d'étain et de 2 parties de cuivre. Les propriétés physiques de ces divers alliages varient un peu suivant les proportions de leurs éléments; leurs propriétés chimiques seront facilement déduites de celles des métaux qui entrent dans leur composition. Le métal des cloches a été employé, pendant la révolution, pour en extraire le cuivre : nous indiquerons, en parlant de l'analyse, les moyens qui ont été mis en usage pour y parvenir. *Cuivre étamé.* Nous ne devrions peut-être pas ranger le cuivre étamé parmi les alliages: car il n'est autre chose que du cuivre dont la surface, préalablement décapée ou désoxydée au moyen de l'hydrochlorate

---

(1) Le cuivre blanc ou chinois est formé de 40,4 de cuivre, de 25,4 de zinc, de 31,6 de nickel, et de 2,6 de fer.

d'ammoniaque (sel ammoniac), de la chaleur et du frottement, est recouverte d'une couche mince d'étain, simplement superposée, et qui a été appliquée au moyen de la fusion. 3° *Alliage de 10 parties de cuivre et d'une partie d'arsenic.* Cet alliage, loin d'être cassant, est légèrement ductile; il est plus fusible que le cuivre, et paraît être employé à faire des cuillers et des vases. 4° L'*alliage* formé de 25 parties d'antimoine et de 75 de cuivre est fragile, violet, susceptible d'être poli, et sans usages.

L'action de l'*ammoniaque* sur le cuivre métallique est remarquable. Que l'on place un peu de tournure de cuivre dans un flacon à l'émeri, que l'on remplit ensuite d'ammoniaque liquide, et que l'on bouche pour éviter le contact de l'air : le liquide qui surnage le cuivre reste incolore et conserve sa transparence; mais si on débouche le flacon au bout de quelques heures, et qu'on transvase l'ammoniaque, on s'aperçoit qu'elle devient bleue par le contact de l'air, ce qui ne peut avoir lieu sans qu'il y ait du cuivre en dissolution.

Le cuivre est employé pour faire un très grand nombre d'ustensiles, pour doubler les vaisseaux; il entre dans la composition de toutes les monnaies, qu'il rend plus dures; on s'en sert pour faire le laiton, le bronze, la couperose bleue; il n'est point vénéneux lorsqu'il est pur. Nous ferons l'histoire de l'empoisonnement par les préparations cuivreuses à l'article *Acétate de cuivre.* (Voyez *Chimie végétale*, tome II.)

Poids d'un atome de cuivre. Le protoxyde de cuivre est formé de 100 parties de cuivre et de 12,5 d'oxygène; en le supposant composé d'un atome de chacun de ces corps, l'atome de cuivre pesera 8.

Extraction. On grille le sulfure de cuivre, comme nous l'avons dit en parlant de la préparation du soufre (pag. 130), et l'on obtient un mélange d'oxydes de cuivre et de fer, et de sulfure non décomposé. On le chauffe fortement avec du

charbon, qui s'empare de l'oxygène, en sorte que le produit, auquel on donne le nom de *matte*, est formé de cuivre, de fer et de soufre. On le grille jusqu'à douze fois de suite, pour le débarrasser du soufre ; les oxydes qui résultent du grillage sont fondus avec du charbon, de la silice ou du quartz ; cette dernière substance facilite la fusion de l'oxyde de fer, et empêche sa désoxydation ; en sorte que l'on obtient, 1° du cuivre noir, qui renferme 0,90 de cuivre, un peu de soufre et un peu de fer ; 2° des scories formées de silice et d'oxyde de fer ; 3° une nouvelle matte que l'on grille de nouveau. On affine le cuivre noir en le faisant fondre dans un fourneau dont le sol est recouvert d'une brasque de charbon et d'argile, le soufre et le fer se combinent avec l'oxygène de l'air, que l'on dirige sur la masse au moyens de soufflets, et le cuivre se trouve affiné au bout de deux heures ; on le fait couler dans des bassins chauds ; on l'arrose avec un peu d'eau, et on le retire sous la forme de plaques qui constituent le cuivre *rosette*.

Si la mine ne contient pas beaucoup de sulfure, on la traite par l'eau après l'avoir grillée ; par ce moyen, on dissout les sulfates de fer et de cuivre formés pendant le grillage ; on met cette dissolution sur de la vieille ferraille, qui précipite tout le cuivre du sulfate (*voy.* pag. 641) : on désigne alors ce métal sous le nom de *cuivre de cémentation*.

On traite les mines d'*oxyde* et de *carbonate de cuivre* par le charbon, et l'on obtient le cuivre métallique.

Des oxydes de cuivre.

448. *Protoxyde.* On le trouve en Angleterre, en Sibérie, dans les environs de Cologne ; il est tantôt cristallisé, tantôt en masse ou en poudre ; il est jaune-orangé lorsqu'il est humide, et rougeâtre quand il a été fondu ; il peut se combiner avec l'oxygène à l'aide de la chaleur, et se transformer en deutoxyde ; il a beaucoup moins de tendance à

s'unir avec les acides que ce dernier : en effet, il ne se combine guère qu'avec l'acide hydro-chlorique, dans lequel il se dissout à merveille. L'acide nitrique bouillant le change en peroxyde. Il se dissout dans l'ammoniaque, et donne un liquide incolore qui passe au bleu aussitôt qu'il est en contact avec l'air. Il est formé, suivant M. Berzélius, de 100 parties de cuivre et de 12,5 d'oxygène, ou d'un atome de chacun de ces corps. On l'obtient en décomposant le protochlorure de cuivre hydraté par une dissolution de potasse. (*Voy.* page 640)

449. *Deutoxyde.* Il existe très souvent dans la nature, combiné avec des acides. Il est d'une couleur bleue lorsqu'il est à l'état d'*hydrate ;* mais si on en sépare l'eau par la dessiccation, il devient d'un brun noirâtre (1); il n'agit point sur le gaz oxygène ; mais il s'empare de l'acide carbonique de l'air, et se transforme en deutocarbonate de cuivre vert insoluble dans l'eau (vert-de-gris naturel) ; il se dissout à merveille dans l'ammoniaque, et donne un liquide d'une couleur bleu de ciel; il est également soluble dans le chlore, avec lequel il forme un chlorure d'oxyde, d'après M. Grouvelle; il peut être entièrement décomposé par le charbon, qui lui enlève son oxygène à une température élevée, et le métal est mis à nu; il a la plus grande tendance à s'unir avec les acides. Il est formé, d'après les expériences de MM. Proust et Berzélius, de 100 parties de cuivre et de 25 parties d'oxygène, ou d'un atome de cuivre et de deux atomes d'oxygène. Ses propriétés vénéneuses ont été mises hors de doute. On l'a employé autrefois en médecine, sous le nom d'*æs ustum*, pour guérir l'épilepsie; il est émétique et purgatif; mais il est généralement abandonné aujourd'hui. On l'obtient en calcinant

(1) Ce deutoxyde, hydraté ou sec, retient toujours une portion de l'alcali à l'aide duquel il a été précipité.

jusqu'au rouge, dans une capsule de platine, du nitrate de deutoxyde de cuivre pur.

Des sels formés par le protoxyde de cuivre.

450. *Carbonate.* MM. Colin et Taillefert l'ont obtenu, dans ces derniers temps, en précipitant le proto-hydrochlorate acide de cuivre par le sous-carbonate de soude pur. Il est orangé, soluble avec effervescence dans l'acide hydro-chlorique, qui le change en proto-hydrochlorate; l'acide sulfurique en dégage du gaz acide carbonique, forme du deutosulfate de cuivre, et laisse du cuivre métallique, comme s'il eût agi sur le protoxyde. Il n'a point d'usages.

Hydrochlorate acide. Il est le produit de l'art; il est liquide, incolore, susceptible de cristalliser en tétraèdres blancs; l'eau le décompose sur-le-champ lorsqu'il n'est pas très étendu, s'empare de la majeure partie de l'acide et en précipite du *proto-chlorure* de cuivre hydraté blanc. Il doit être regardé comme un désoxygènant très énergique, susceptible d'enlever l'oxygène à l'air, au persulfate de fer dissous dans l'alcool, à l'acide molybdique, à l'hydrochlorate d'or, au proto-nitrate de mercure. etc. *Préparation.* On triture 120 parties de cuivre très divisé, séparé du sulfate par une lame de fer, avec 100 parties de deutoxyde de cuivre; on fait chauffer le mélange avec de l'acide hydro-chlorique concentré, et l'on obtient un liquide brun et opaque, qui, au bout d'un jour ou deux, devient blanc et transparent : la coloration et l'opacité de la liqueur dépendent, d'après MM. Colin et Taillefert, de la présence d'une certaine quantité de deutoxyde, qui ne tarde pas à se déposer. Quoi qu'il en soit, il est évident que, dans cette opération, une partie de l'oxygène du deutoxyde s'est portée sur le cuivre, et que le tout a été transformé en protoxyde.

Des sels formés par le deutoxyde de cuivre.

451. La couleur de ces sels est bleue ou verte ; ils sont presque tous solubles dans l'eau ou dans l'eau acidulée. Leurs dissolutions sont décomposées et précipitées en bleu par la potasse, la soude ou l'ammoniaque ; le deutoxyde de cuivre précipité se dissout dans un excès d'ammoniaque et donne un liquide bleu foncé ; si, au lieu de le traiter par un excès d'ammoniaque, on le met en contact, lorsqu'il est encore à l'état d'hydrate gélatineux, avec de la potasse caustique solide, il devient brun-noirâtre, parce qu'il cède l'eau qu'il contient à l'alcali. Ces dissolutions sont précipitées en noir par l'acide hydro-sulfurique ou les hydrosulfates solubles (le dépôt est du sulfure de cuivre) ; en cramoisi ou brun-marron par l'hydro-cyanate ferruré de potasse (prussiate de potasse) ; en vert-pré par l'*arsénite de potasse ;* le précipité, vert, composé d'acide arsenieux et de deutoxyde de cuivre, devient d'un vert plus foncé par l'addition d'une certaine quantité de potasse.

Une lame de *fer*, plongée dans une de ces dissolutions, en précipite le cuivre à l'état métallique. *Théorie.* Le fer, doué d'une plus grande force d'affinité pour l'oxygène et pour l'acide que le cuivre, commence par précipiter une portion de ce métal, et il se forme un sel ferrugineux. L'action directe du fer sur la dissolution cesse bientôt après, parce qu'il est entouré de toutes parts d'une couche formée par le cuivre précipité ; cependant la décomposition du sel de cuivre continue, ce qui semble ne pouvoir s'expliquer sans avoir recours au fluide électrique ; et en effet, les deux métaux superposés, fer et cuivre, déjà précipités, peuvent être considérés comme un élément ou comme une des paires de disques de la pile ; le cuivre s'électrise résineusement, le fer vitreusement, par cela seul qu'il y a contact de métaux de différente nature (*V.* § 50) ; dès lors l'eau de la

dissolution doit être décomposée, car l'hydrogène est attiré par la lame de cuivre résineuse, tandis que l'oxygène l'est par la lame de fer vitrée; cet hydrogène, mis à nu, se porte alors sur l'oxyde de cuivre qui reste encore dans la dissolution, s'empare de son oxygène pour former de l'eau, et le cuivre, réduit, continue à se précipiter; l'oxygène provenant de la décomposition de l'eau, attiré au pôle vitré par le fer, se combine avec ce métal et avec une portion d'acide, et contribue à la formation du sel ferrugineux.

Borate. Il est d'un vert pâle-clair, peu soluble dans l'eau, fusible en un verre rouge-obscur. *Préparation.* (*V.* § 250.)

Sous-carbonate vert (malachite). On le trouve en Sibérie, à Chessy près Lyon, etc.; il accompagne presque toutes les mines de cuivre; il est tantôt sous la forme de masses mamelonnées, tantôt sous la forme de fibres ou de houpes soyeuses, d'un vert-pomme ou émeraude. Celui que l'on prépare dans les laboratoires est pulvérulent et d'une couleur verte très belle; l'un et l'autre sont insolubles dans l'eau, et se décomposent par la chaleur en gaz acide carbonique et en deutoxyde brun. On emploie le carbonate naturel, qui est susceptible de prendre un très beau poli, pour faire des tables et plusieurs autres meubles qui sont d'un très grand prix. *Préparation.* (*Voy.* § 233.)

Sous-carbonate bleu. (cuivre azuré, azur de cuivre, bleu de montagne). On le rencontre, en très petite quantité à la vérité, dans toutes les mines de cuivre; il colore les pierres d'Arménie, plusieurs terres qui portent le nom de *cendres bleues*, et les os fossiles appelés *turquoises*; quelquefois cependant celles-ci sont colorées par de la malachite. Il est composé, comme le précédent, d'acide carbonique, d'oxyde de cuivre, et d'eau. *Préparation.* (*V.* § 233.) MM. Colin et Taillefert ont fait voir qu'il suffit de faire bouillir pendant quelques instants avec de

l'eau les sous-carbonates de cuivre, vert ou bleu, pour leur faire perdre l'eau qu'ils renferment, et pour les transformer en sous-carbonate de cuivre, *brun anhydre ;* l'eau seule établit la différence qui existe entre ces trois sous-carbonates : le bleuâtre est plus hydraté que le vert, et le brun ne contient point d'eau.

Phosphate. Il est pulvérulent, d'un vert bleuâtre, insoluble dans l'eau; il brunit lorsqu'on le fait chauffer, et se décompose à une température très élevée. *Préparation.* (*Voy.* § 236.) *Composition.* Acide, 47,37. Oxyde, 52,63 (Berzélius).

Sur-sulfate (vitriol bleu, couperose bleue, vitriol de Chypre). On le trouve dans certaines eaux voisines des mines de sulfure de cuivre. Il cristallise en prismes irréguliers, à quatre ou huit pans, d'un bleu foncé, transparents, doués d'une saveur acide et styptique, rougissant l'*infusum* de tournesol, solubles dans 4 parties d'eau à la température de 15° ther. cent., et dans deux parties d'eau bouillante; il s'effleurit à l'air, et se recouvre d'une poussière blanchâtre; lorsqu'on le chauffe, il fond dans son eau de cristallisation; mais celle-ci ne tarde pas à s'évaporer, et alors il devient opaque et blanc; chauffé plus fortement, il se décompose et donne le deutoxyde brun; dissous dans l'eau, il absorbe complétement l'hydrogène proto-phosphoré pur, et tout l'hydrogène per-phosphoré qui se trouve dans le gaz qui porte ce nom; il suffit d'agiter pendant quelques instants; le liquide prend une teinte d'un brun noir, due à la formation d'un dépôt abondant de phosphure de cuivre; d'où il suit qu'il y a production d'eau aux dépens de l'hydrogène de ces gaz et de l'oxygène des oxydes de cuivre, et de phosphure de cuivre aux dépens du phosphore des gaz et du cuivre du sulfate. L'ammoniaque forme avec la dissolution de sulfate de cuivre, un sel double, d'une belle couleur bleue, susceptible de cristalliser. Le sulfate de cuivre est formé d'un atome d'acide (5), d'un atome d'oxyde (5)

et de cinq atomes d'eau (5,625). On l'emploie pour faire le vert de Schéele et les cendres bleues. On en a fait usage, ainsi que du sulfate de cuivre ammoniacal, dans l'épilepsie, la danse de Saint-Guy, les névroses abdominales, l'hydropisie, etc.; ils ont été quelquefois utiles. On commence par en donner $\frac{1}{5}$ ou $\frac{2}{5}$ de grain avec de la mie de pain, du sucre et de l'eau, sous la forme de pilules, ou bien dissous dans une assez grande quantité de véhicule. Le sur-sulfate de cuivre a été administré dans ces derniers temps comme émétique dans l'empoisonnement par l'opium : nous ne croyons pas que le succès que l'on en a obtenu autorise à l'employer de nouveau à la même dose; car il est extrêmement vénéneux, même lorsqu'il est expulsé en grande partie par le vomissement. *Préparation*. On peut l'obtenir en faisant bouillir le métal et l'acide concentré; mais on suit rarement ce procédé. Ordinairement on commence par préparer du sulfure de cuivre en faisant rougir dans un fourneau des lames de cuivre préalablement mouillées et saupoudrées de soufre, en les plongeant dans l'eau froide, et en les remettant dans le four avec une nouvelle quantité de soufre: le sulfure obtenu absorbe l'oxygène de l'air et passe à l'état de deuto sulfate soluble dans l'eau, susceptible de cristalliser par l'évaporation : tel est le procédé suivi en France. Il n'en est pas de même à Marienberg, où la mine exploitée contient de l'oxyde d'étain, du sulfure de cuivre et du sulfure de fer : en effet, on grille la mine pour la transformer en sulfate de cuivre et en sulfate de fer solubles; on traite le produit par l'eau, et on obtient ces deux sels cristallisés; on les fait dissoudre de nouveau, et on mêle le *solutum* avec un excès de deutoxyde de cuivre qui ne tarde pas à précipiter l'oxyde de fer. Quelquefois aussi on retire par l'évaporation le deuto-sulfate de cuivre qui se trouve naturellement dissous dans les eaux.

Sulfate. Il cristallise en pyramides tétraèdres, séparées par des prismes quadrangulaires.

Sous-sulfate. Il est vert, insoluble dans l'eau, et insipide; on le trouve dans la nature; il n'a point d'usages.

Chlorate. Il est solide, vert, difficile à faire cristalliser, déliquescent; il fuse légèrement sur les charbons allumés, et produit une flamme verte. Un papier trempé dans sa dissolution concentrée s'enflamme lorsqu'on l'approche du feu : la lumière est d'un vert magnifique (Vauquelin). *Préparation.* (*V.* § 253.)

Nitrate. Il cristallise en parallélipipèdes allongés, bleus, doués d'une saveur âcre, métallique, légèrement déliquescents, fusibles dans leur eau de cristallisation. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se transforme d'abord en sous-nitrate vert lamelleux, qui se décompose si on continue à le chauffer. Le nitrate de cuivre est plus soluble dans l'eau que le sur-sulfate : en effet, il suffit de verser de l'acide sulfurique à 66° dans une solution concentrée de ce nitrate pour former du sur-sulfate de cuivre, qui se dépose en partie sous la forme de cristaux. Le zinc décompose également cette dissolution et en précipite du cuivre et de l'oxyde de cuivre, ce qui prouve qu'une partie de l'acide nitrique a été décomposée (Vauquelin). On l'emploie pour préparer les *cendres bleues.* (*Préparation.* 4e procédé, (*V.* § 228.)

Sous-nitrate. Il est vert, insoluble dans l'eau, décomposable par l'acide sulfurique, qui en dégage l'acide nitrique.

Cendres bleues. Les cendres bleues sont formées, d'après Pelletier, de deutoxyde de cuivre, d'eau et de chaux; tandis que, suivant M. Philipps, elles consistent en 67,6 de deutoxyde de cuivre, 24,1 d'acide carbonique, 5,9 d'eau et 2,4 d'impuretés. Pour les obtenir, on mêle de la chaux pulvérisée avec un excès de dissolution faible de deuto nitrate de cuivre, afin d'obtenir du nitrate de chaux soluble et du sous-nitrate de cuivre insoluble, d'une couleur verte; on lave le précipité à plusieurs reprises; on

le laisse égoutter sur un linge; on le triture avec 7, 8 ou 10 centièmes de son poids de chaux, et on le fait sécher : le produit constitue les *cendres bleues* (Pelletier). Il est évident qu'en ajoutant de la chaux au sous-nitrate, on met à nu l'hydrate de deutoxyde de cuivre, et que l'on forme en même temps du nitrate de chaux. On peut aussi préparer cette matière avec du sulfate de cuivre et de la potasse; mais, dans ce cas, sa couleur n'est pas très vive. On emploie les cendres bleues pour colorer les papiers en bleu; mais cette couleur a l'inconvénient de verdir à l'air, à mesure que le deutoxyde de cuivre absorbe l'acide carbonique et se transforme en carbonate.

Hydrochlorate. Il est cristallisé en parallélipipèdes rectangulaires, ou en aiguilles d'une belle couleur vert-gazon, ou d'un bleu verdâtre si le sel est moins acide; il est déliquescent et se dissout parfaitement dans l'eau; le *solutum*, doué d'une saveur très styptique, est bleu s'il contient beaucoup d'eau, et vert-gazon s'il en renferme peu. Chauffé fortement dans une cornue, ce sel se décompose; il se dégage du chlore, et l'on obtient du chlorure de cuivre. *Préparation.* 1[er] procédé. (*V.* § 228.)

Sous-hydrochlorate. Il existe dans la nature; on le trouve au Pérou, d'où il fut rapporté pour la première fois par Dolomieu, qui lui donna le nom de *sable vert du Pérou;* on se le procure facilement dans les laboratoires, en versant une certaine quantité de potasse dans l'hydrochlorate. Il est pulvérulent, vert, insoluble dans l'eau, insipide et sans usages.

Hydrophtorate. Il cristallise, suivant Schéele, en cubes bleus et longs; il produit avec l'eau une dissolution gélatineuse.

Arséniate. Il se trouve dans les mines de Huel-Gorland, dans celles de Cornouailles; il est cristallisé, ou sous la forme de fibres soyeuses et rayonnées; sa couleur est tantôt vert-émeraude ou olive plus ou moins foncé, tantôt

blanche, cendrée ou bruno-claire. Celui que l'on obtient dans les laboratoires est blanc-bleuâtre, insoluble dans l'eau, insipide et sans usages. *Préparation.* 3ᵉ procédé. (*V.* § 228.)

Arsénite de cuivre (vert de Schéele). Il est le produit de l'art; on l'obtient sous la forme d'une poudre *verte*, insoluble dans l'eau, dont les nuances varient suivant la manière dont il a été préparé : il se décompose et répand une odeur *alliacée* lorsqu'on le met sur les charbons ardents. L'eau saturée d'acide *hydro-sulfurique* le change en sulfure d'arsenic jaune et en sulfure de cuivre noir, en sorte que le mélange est d'un rouge brunâtre. On l'emploie pour colorer les papiers en vert, et dans la peinture à l'huile.

Préparation. On fait dissoudre, à l'aide de la chaleur, 2 livres de sulfate de cuivre dans 17 pintes d'eau; on retire le vase du feu (ce vase ne doit pas être de fer), et on verse dans la dissolution, et par parties, l'arsénite de potasse provenant de l'ébullition de 2 livres de sous-carbonate de potasse, de 6 pintes d'eau pure et de 11 onces d'acide arsenieux; on agite le mélange, et l'arsénite de cuivre se précipite; après avoir décanté le sulfate de potasse qui le surnage, on le lave avec de l'eau chaude, à deux ou trois reprises différentes; on le met sur une toile, et on le fait sécher : on obtient par ce moyen une livre 6 onces et demie de vert de Schéele. M. Braconnot a fait connaître dans ces derniers temps une couleur verte magnifique, que l'on obtient en décomposant 6 parties de sulfate de cuivre par une dissolution de huit parties d'acide arsenieux, dans huit parties de potasse du commerce, et en mêlant avec le précipité qui se forme trois parties d'acide acétique. Le beau vert de Schweinfurt est également composé d'acide arsenieux, d'oxyde de cuivre hydraté et d'acide acétique.

Le *chromate* et le *molybdate* sont insolubles dans l'eau; ce dernier est vert; l'autre s'obtient en versant du chromate de potasse dans du sulfate de cuivre; il est d'un rouge brun, se dissout dans l'ammoniaque, et donne une liqueur verte très foncée que M. Vuaflart a proposée pour décorer la devanture des pharmacies.

Des métaux de la cinquième classe.

452. Ces métaux, au nombre de trois, le nickel, le mercure, l'osmium, ne décomposent l'eau à aucune température, lorsqu'ils agissent seuls sur ce liquide; ils n'absorbent le gaz oxygène qu'à un certain degré de chaleur, passé lequel ils abandonnent celui avec lequel ils étaient combinés.

Du nickel.

453. Le nickel se trouve dans la nature à l'état d'oxyde, d'arséniate, et allié avec l'arsenic et d'autres métaux, et avec un peu de soufre. Il est d'une couleur blanche-argentine, très malléable et susceptible de se tirer en fils très fins; il est assez tenace; sa pesanteur spécifique est de 8,666 quand il a été forgé, et 8,279 lorsqu'il ne l'a pas été. Il est plus magnétique que le cobalt, mais moins que le fer (1).

Soumis à l'action du *calorique*, il acquiert une couleur de bronze antique, et ne fond qu'avec la plus grande difficulté: cependant il est sensiblement volatil. S'il a le contact de l'*air* ou du gaz *oxygène*, et que la température soit

---

(1) Suivant M. Tupputi, qui a fait un travail intéressant sur le nickel, ce métal, obtenu de l'oxyde par le moyen du charbon, contient toujours une petite quantité de ce corps.

assez élevée, il passe à l'état de protoxyde gris de cendre noirâtre; il ne paraît point agir sur ces gaz à la température ordinaire. Le *phosphore* peut se combiner avec le nickel à l'aide de la chaleur, et donner un phosphure incolore, brillant, plus fusible que le métal, qui se transforme, par l'action de l'air ou du gaz oxygène, en acide phosphorique et en protoxyde de nickel, si la température est assez élevée; il paraît formé de 83 parties de métal et de 17 parties de phosphore. Chauffé avec le *soufre*, le nickel fournit un sulfure qui a la couleur de la pyrite ordinaire, et qui est composé, suivant M. Proust, de 100 parties de métal et de 46 à 48 parties de soufre; cette combinaison a lieu avec dégagement de calorique et avec une sorte de déflagration remarquable. D'après M. E. Davy, il existe deux sulfures de nickel : le protosulfure serait formé de 66 parties de métal et de 34 de soufre, et le deutosulfure contiendrait 56,5 de nickel et 43,5 de soufre.

Chauffé avec du *chlore* gazeux, le nickel se transforme en chlorure couleur d'olive, tandis que celui que l'on obtient en chauffant l'hydrochlorate de nickel est blanc : ces différences dépendent probablement des proportions de chlore qui les constituent. Le nickel n'éprouve aucune altération de la part de l'*eau*. L'acide *sulfurique* concentré et bouillant l'attaque et le dissout; s'il est affaibli, l'eau est décomposée; il se dégage du gaz hydrogène, et le protoxyde de nickel formé se dissout dans l'acide, surtout si on élève la température. L'acide *borique* liquide ne l'attaque point; l'acide *nitrique* concentré ou faible l'oxyde et le dissout à l'aide de la chaleur : il se dégage du gaz nitreux (gaz deutoxyde d'azote). L'acide *hydro-chlorique* agit sur lui comme l'acide sulfurique faible. Il peut s'allier avec plusieurs métaux; uni au *fer*, il fournit un alliage très ductile, avec lequel on fait des fourchettes, des cuillers, des couteaux, etc. Il est sans usages.

Poids d'un atome de nickel. Si le protoxyde de nickel est formé de 100 parties de métal et de 30,76 d'oxygène, et qu'il consiste en un atome d'oxygène qui pèse 1, et en un atome de nickel, le poids de ce dernier atome sera de 3,25.

Extraction. On chauffe le protoxyde de nickel dans un creuset, avec un peu de cire; il perd son oxygène et donne le métal. On peut aussi l'obtenir en le faisant chauffer avec de la poudre de charbon et du borax. Enfin, suivant M. Proust, on peut se procurer ce métal en exposant à une très forte chaleur le protoxyde seul.

Des oxydes de nickel.

454. *Protoxyde.* Il est d'un gris de cendre noirâtre, lorsqu'il ne contient pas d'eau; il n'a point de saveur; chauffé fortement, il se transforme en oxygène et en nickel (Proust); exposé à l'air, il verdit et se change en carbonate; mis en contact avec une dissolution de chlore, il passe à l'état de deutoxyde noir, d'où il suit que l'eau a été décomposée. (Voyez *Fer, Action du chlore sur le protoxyde de fer*). Il se dissout dans les acides minéraux et donne des sels au *minimum* d'oxygène. Il est insoluble dans la potasse ou la soude, et presque insoluble dans l'ammoniaque; fondu avec le borax, il le colore en jaune-hyacinte. Combiné avec l'eau, il constitue l'*hydrate de protoxyde de nickel;* cet hydrate est grenu, cristallin, d'une couleur verte, légèrement blanchâtre et presque insipide. Chauffé, il perd l'eau, se décompose, passe au gris, puis au vert-obscur, et se trouve réduit à l'état métallique. Il est presque complétement soluble dans l'ammoniaque, et donne un liquide violacé s'il est en petite quantité, tandis qu'il est bleu de lavande et même bleu d'émail si l'alcali en est saturé. Exposé à l'air, ce *solutum* se trouble et laisse précipiter du carbonate d'ammoniaque et de nickel

sous la forme de flocons verts. Le protoxyde de nickel est formé, suivant Thomson, de 100 de métal et de 30,76 d'oxygène, ou d'un atome de chacun de ces corps. MM. Berzélius et Berthier ne portent la quantité d'oxygène qu'à 27,05. On l'obtient en traitant convenablement le *speiss*, substance métallique qui se réunit au fond des creusets où l'on prépare le bleu de cobalt, et qui est formée, d'après M. Berthier, de 0,490 de nickel, de 0,032 de cobalt, de 0,016 de cuivre, de 0,378 d'arsenic, de 0,078 de soufre, de quelques traces d'antimoine et de 0,006 de sable accidentel. On réduit le *speiss* en poudre fine, et on le grille jusqu'à ce qu'il ne s'exhale plus de vapeurs arsenicales. On ajoute à la matière grillée du fer métallique, et l'on fait dissoudre le tout dans l'eau régale bouillante, dans laquelle on a soin de mettre un excès d'acide nitrique, afin que le fer soit entièrement oxydé au maximum; puis on évapore la liqueur à siccité, et l'on reprend le résidu par l'eau; il reste une grande quantité d'arséniate de peroxyde de fer qui ne se dissout pas. On ajoute à la dissolution du carbonate de soude par doses successives et jusqu'à ce que le précipité que forme ce réactif soit verdâtre : alors tout l'arsenic et tout le fer sont séparés, ainsi qu'une partie de cuivre; on achève de précipiter celui-ci par le moyen de l'hydrogène sulfuré, et il ne reste plus qu'à faire bouillir la dissolution avec un excès de sous-carbonate de soude, pour obtenir tout le nickel à l'état de carbonate; mais ce carbonate est mêlé de carbonate de cobalt. Pour séparer ces deux métaux l'un de l'autre, on lave le dépôt, on le délaie dans l'eau pendant qu'il est encore humide, et l'on y fait passer un courant de chlore, jusqu'à ce qu'il y en ait un excès; on laisse l'excès de chlore se dissiper à l'air, et l'on filtre. La liqueur ne contient alors que du nickel et ne renferme pas la plus petite trace de cobalt : celui-ci se trouve tout entier dans le résidu à l'état d'hydrate de peroxyde avec une certaine proportion de nickel dans le

même état de combinaison. On traite la liqueur par la potasse, pour avoir l'oxyde de nickel. (Berthier, *Ann. de Chim.* et de *Phys.*, tom. xxv et xxxiii.)

455. *Deutoxyde.* Il est d'un violet-puce presque noir; mis dans les acides sulfurique, nitrique ou hydro-chlorique, il perd une portion de son oxygène, et se dissout à l'état de protoxyde : il est sans usages. Il paraît formé de 2 atomes de nickel et de trois atomes d'oxygène. On peut l'obtenir en faisant passer du chlore gazeux à travers de l'eau mêlée de protoxyde. (*Voyez* § 365, pour la théorie.)

Des sels formés par le protoxyde de nickel.

456. Les sels de nickel, privés d'eau, sont jaunes ou fauves; ils sont verts lorsqu'ils sont combinés avec ce liquide. Ceux qui sont solubles dans l'eau ont une saveur d'abord sucrée et astringente, ensuite âcre et métallique. Ils sont précipités par la potasse ou par la soude; l'hydrate vert, séparé, se dissout en petite quantité dans un excès d'alcali. L'*ammoniaque* les décompose, en précipite l'oxyde hydraté, et le redissout si elle est employée en excès; le sel double résultant est bleu et ne cristallise point. On peut obtenir des sels doubles d'ammoniaque et de nickel avec moins d'ammoniaque; quelques-uns d'entre eux sont susceptibles de cristalliser, mais alors ils sont verts (Tupputi) (1). L'*hydrocyanate ferruré* de potasse y forme un précipité blanc-jaunâtre, tirant insensiblement au vert. L'*infusum* alcoolique de *noix de galle* en sépare des flocons blanchâtres, solubles dans un excès de dissolution saline ou du réactif précipitant, mais qui reparaissent avec

(1) L'oxalate, le citrate et le tartrate acide de nickel ne sont précipités par aucun de ces trois alcalis.

une couleur fauve foncée quand on sature la liqueur par un excès d'ammoniaque. Les *hydrosulfates* précipitent les dissolutions de nickel en noir; le précipité est du sulfure de nickel; le gaz acide hydro-sulfurique ne les précipite qu'autant qu'elles sont peu acides, et surtout que l'affinité de l'oxyde de nickel pour l'acide est faible. (*V.* le *Tableau des précipités formés par l'acide hydro-sulfurique*, à la fin de ce volume.)

Borate. Il est solide, d'un vert blanchâtre, presque insipide, insoluble dans l'eau; il en est de même du *phosphate*. *Préparation.* (*V.* § 230 et 236.)

Carbonate. Il est solide, d'un vert-pomme, peu sapide, insoluble dans l'eau, soluble dans un excès de carbonate alcalin, susceptible de former avec l'ammoniaque un sel double, d'un vert légèrement blanchâtre, insoluble dans l'eau. *Préparation.* (*V.* § 233.)

Sulfate. Il est solide, d'un vert d'émeraude, sapide, soluble dans 3 parties d'eau à 10°; il cristallise en prismes simples rectangulaires, terminés par des pyramides droites à quatre faces inclinées de 126° sur les pans adjacents; il s'effleurit à l'air et blanchit. *Préparation.* 1er et 2e procédé (*V.* § 228.)

Sulfate de nickel et de potasse. Il est solide, d'un vert-émeraude moins riche que le précédent, soluble dans 8 à 9 parties d'eau à 10°; il cristallise en rhomboïdes; il n'est pas efflorescent (Proust).

Sulfate de nickel et d'ammoniaque. Il est en prismes aplatis, à huit pans, terminés par des pyramides tétraèdres, d'un vert clair, solubles dans 4 parties d'eau à 10° (Linck).

Sulfate de nickel et de zinc. Il est d'un vert très léger, aussi soluble que le précédent; exposé à l'air, il blanchit en s'effleurissant.

Nitrate. Il cristallise en prismes octogones réguliers, d'un vert légèrement bleuâtre, solubles dans 2 parties

d'eau à 10°; il est déliquescent dans un air humide, et efflorescent dans un air sec; chauffé, il se transforme en sous-nitrate olivâtre d'abord, puis en protoxyde gris de cendre. *Préparation.* 1er et 2e procédé. (*V.* § 228.)

Nitrate de nickel et d'ammoniaque. Il cristallise en prismes octogones, d'un très joli vert, solubles dans 3 parties d'eau à 10° (Thénard.)

Hydrochlorate. Il est en cristaux confus qui paraissent des prismes carrés; il se comporte à l'air comme le nitrate; il est soluble dans 2 parties d'eau à 10°. *Préparation.* (*Voy.* § 228, 1er procédé.)

Arséniate. Il est solide, d'un vert-pomme, en flocons ou en grains cristallins insolubles dans l'eau.

Chromate. Il est incristallisable, d'un jaune fauve lorsqu'il est concentré, jaune s'il est affaibli; il est très déliquescent.

Aucun de ces sels n'est employé; ce que nous venons d'en dire est extrait du mémoire de M. Tupputi.

Du mercure (argent vif).

Le mercure se trouve, 1° à l'état natif dans presque toutes les mines de mercure, mais principalement dans celle du sulfure; 2° combiné avec le soufre, l'argent; 3° avec le chlore (muriate de mercure).

457. Le mercure est un métal liquide, brillant, et d'un blanc tirant légèrement sur le bleu : sa pesanteur spécifique est de 13,568.

Si, après l'avoir introduit dans une cornue de grès ou de fonte, dont le col est entouré d'un nouet de linge qui plonge dans l'eau, on le chauffe graduellement, il entre en ébullition à la température de 350° thermomètre centigrade, se volatilise, et vient se condenser dans le récipient; il se vaporise même à la température ordinaire, comme l'a prouvé M. Faraday : en laissant pendant plusieurs se-

maines une feuille d'or battu à quelques pouces au-dessus de la surface du mercure, l'or blanchit d'une manière évidente. Si, au lieu de le chauffer, on l'entoure d'un mélange frigorifique fait avec 2 parties de chlorure de calcium (muriate de chaux), et une partie de neige, il se congèle, et cristallise en octaèdres si la température est à 40°—o thermomètre centigrade; cette congélation peut être opérée instantanément, et à toutes les températures, à l'aide de l'acide sulfureux anhydre (*voy.* § 142.) : ainsi solidifié, il est malléable, et ne saurait être appliqué sur la peau sans y déterminer une sensation pénible analogue à celle de la brûlure. Le gaz *oxygène* et l'*air* atmosphérique, qui n'exercent aucune action sur le mercure à froid, le transforment en deutoxyde rouge à un degré de chaleur voisin de celui auquel il entre en ébullition. L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* n'agissent point sur lui. L'existence d'un *phosphure* de mercure est douteuse, d'après les observations de M. Thomson.

Le *soufre*, trituré ou chauffé avec du mercure, peut se combiner avec lui, et donner naissance à un produit noir, formé, d'après M. Guibourt, de sulfure de mercure rouge (cinnabre), et de mercure métallique; en sorte que cette masse noire n'est pas un sulfure particulier, comme on l'avait cru : on l'appelait autrefois *éthiops de mercure ;* on ne l'emploie plus en médecine. Elle paraît formée de 100 parties de mercure et de 8,2 de soufre, ou d'un atome de chacun de ces corps.

Le sulfure rouge de mercure (cinnabre) retiré de cette masse, ou préparé par d'autres moyens, paraît violet lorsqu'il est en fragments; il est, au contraire, d'un beau rouge quand il est pulvérisé, et porte le nom de *vermillon.* Il est susceptible d'être sublimé en aiguilles cristallines lorsqu'on le chauffe jusqu'au rouge brun; il serait décomposé si on le soumettait à une chaleur plus forte, et il en résulterait de la vapeur mercurielle qui produirait une forte

détonation. Le fer et plusieurs autres métaux lui enlèvent le soufre à l'aide de la chaleur, et le mercure se volatilise. Il n'éprouve aucune altération de la part de l'air ni du gaz oxygène à froid ; mais, si on élève la température, il se transforme en acide sulfureux et en mercure. Il est formé de 100 parties de mercure et de 16 de soufre, ou d'un atome de mercure et de 2 atomes de soufre. On le trouve en France, à Idria en Carniole, à Almaden en Espagne, près de Schemnitz en Hongrie, en Chine, au Pérou et dans quelques autres parties de l'Amérique. Il est employé en peinture et pour obtenir le mercure. On s'en est servi en médecine, sous la forme de fumigations, pour guérir les cancers anciens, les dartres vénériennes, les douleurs ostéocopes et les rhagades invétérées; il est encore employé aujourd'hui par quelques médecins étrangers.

Préparation. On fait fondre le soufre dans un creuset ou dans une bassine de fonte; on y ajoute 3 ou 4 parties de mercure que l'on fait passer à travers une peau de chamois, ce qui forme une pluie mercurielle extrêmement fine, et l'on obtient une masse noirâtre appelée *éthiops de mercure*, qui avait été regardée jusque dans ces derniers temps comme un sulfure particulier. On fait chauffer cette masse dans un matras de verre à long col, luté extérieurement; le cinnabre se sublime sous la forme de belles aiguilles violettes, tandis que l'excès de soufre se dégage. On peut aussi préparer une certaine quantité de ce sulfure en agitant pendant long-temps du mercure métallique avec une dissolution d'hydrosulfate sulfuré : en effet, le soufre en excès se porte sur le métal, le noircit d'abord, et ne tarde pas à le faire passer au violet; on parvient, par ce moyen, à décolorer l'hydrosulfate sulfuré, et à le transformer en hydrosulfate simple.

458. L'*iode* peut être combiné avec le mercure en deux proportions : le *protiodure* est jaune-verdâtre, insoluble dans l'eau et l'alcool; il se volatilise lorsqu'on le met sur un

charbon ardent et donne des vapeurs jaunes ; s'il est chauffé plus lentement il se convertit en mercure et en *deutiodure*. Le *deutiodure* est d'un très beau rouge ; il jaunit lorsqu'on le chauffe, il est fusible et susceptible de se sublimer en lames rhomboïdales ; l'eau ne le dissout point ; il est solu-ble dans l'hydriodate de potasse, les sels mercuriels, les acides et l'alcool. On obtient le *protiodure* en décomposant une dissolution de protonitrate de mercure par l'hydriodate de potasse, tandis qu'on substitue le sublimé corrosif au nitrate de mercure, si on veut préparer le *deutiodure*. Ces *iodures* sont employés depuis quelque temps dans le traitement des maladies vénériennes et scrophuleuses ; la dose est d'un huitième à un quart de grain par jour en commençant.

459. Le *chlore* gazeux se combine avec le mercure même à la température ordinaire ; si on chauffe le mélange, il se produit une flamme d'un rouge pâle, et le mercure passe à l'état de chlorure On connaît deux combinaisons de ce genre.

Du protochlorure de mercure (calomélas).

460. Le *protochlorure* de mercure, appelé aussi *mercure doux*, *panacée mercurielle*, *précipité blanc*, est solide, blanc, insipide, insoluble dans l'eau ; exposé à l'action du calorique, il se volatilise, et fournit des cristaux qui sont des prismes tétraèdres terminés par des pyramides à quatre faces ; il jaunit, et finit même par noircir lorsqu'il est exposé pendant long-temps à la lumière ; il n'éprouve du reste aucune altération à l'air ; le *phosphore* lui enlève le chlore à l'aide de la chaleur, passe à l'état de protochlorure de phosphore très volatil (*voyez* § 87), et le mercure est mis à nu. L'*iode* décompose le protochlorure de mercure, s'empare d'une portion de mercure et le ramène à l'état de sublimé corrosif (deutochlorure) ; il

se forme du deutiodure de mercure, à moins qu'on n'ait employé peu d'iode ; car alors on obtient du protiodure de ce métal mêlé d'un peu de deutiodure (Planche et Soubeiran, année 1826). Le *chlore* le dissout lorsqu'il est récemment fait, et le change en deutochlorure (sublimé corrosif). Mêlé avec du *charbon* et la quantité d'eau nécessaire pour faire une pâte, il est décomposé si on le chauffe, et l'on obtient du mercure métallique, du gaz acide hydro-chlorique, du gaz acide carbonique et un peu de gaz oxygène : dans cette expérience, l'eau est également décomposée, l'hydrogène s'unit au chlore, tandis que l'oxygène se combine en partie avec le charbon. Chauffé avec de la potasse solide, il fournit du mercure et du gaz oxygène qui se volatilisent, et du chlorure de potassium fixe ; d'où il suit qu'il est décomposé, ainsi que la potasse ; le chlore s'unit au potassium de celle-ci, tandis que le mercure mis à nu et le gaz oxygène provenant de la potasse décomposée, se dégagent.

Le protochlorure de mercure est employé en médecine, 1° comme un excellent fondant, dans le carreau, les diverses maladies scrophuleuses, les engorgements du foie, de la rate, etc. ; 2° comme purgatif; 3° comme anti-vermineux; on s'en est souvent servi pour prévenir ou pour combattre la diathèse vermineuse dans les petites-véroles épidémiques ; 4° comme anti-syphilitique. Clare a conseillé, pour guérir la vérole, de frictionner légèrement, matin et soir, l'intérieur des joues, les lèvres et les gencives avec ce médicament. On l'administre aux adultes depuis 2 jusqu'à 8 et 12 grains, suivant l'indication que l'on veut remplir ; on le donne aux enfants depuis $\frac{1}{2}$ grain jusqu'à 1 ou 2 grains, suivant l'âge ou l'affection ; on l'associe ordinairement à des extraits. Il paraît formé de 100 parties de mercure et de 18 de chlore, ou d'un atome de chacun de ces corps.

Préparation. On l'obtient, 1° en versant dans une dis-

solution de nitrate de protoxyde de mercure de l'hydrochlorate de soude dissous, et en lavant le dépôt dans une grande quantité d'eau. Ce dépôt, qui est le protochlorure, portait autrefois le nom de *précipité blanc;* la théorie de sa formation est la même que celle qui a été exposée à la page 332, en parlant de l'action du nitrate d'argent sur les hydrochlorates. 2° En triturant parties égales de sublimé corrosif légèrement humecté, et de mercure métallique, et en sublimant le mélange dans un matras à fond plat : le chlore, dans cette circonstance, se partage entre le mercure du sublimé et le métal ajouté. 3° En faisant chauffer du sel commun avec du sulfate de protoxyde de mercure dans le même appareil que celui qui sert à préparer le sublimé corrosif; le protochlorure sublimé doit être lavé à grande eau pour le débarrasser du sublimé corrosif qu'il contient presque toujours. Ce procédé, qui est sans contredit le plus économique, peut-être avantageusement modifié lorsqu'on veut obtenir du protochlorure préparé à la vapeur et d'une grande ténuité. Voici la description de l'appareil et du procédé tels qu'ils ont été modifiés par M. Henry fils. On introduit dans une cornue de grès parfaitement lutée, un mélange bien homogène de 6 parties de protosulfate de mercure et de quatre parties de sel commun : on la place dans un fourneau, de manière à ce que son col soit presqu'entièrement contenu dans le fourneau, afin que les vapeurs de protochlorure condensées n'obstruent pas le col et ne déterminent pas la rupture de l'appareil. On adapte au col de cette cornue un ballon de verre à triple ouverture, dont deux sont latérales, et la troisième, placée à la partie inférieure; celle-ci plonge dans un flacon à deux tubulures, rempli jusqu'à moitié, d'eau distillée : une des tubulures de ce flacon sert de récipient, et la deuxième est surmontée d'un tube en S, destiné à laisser dégager l'air et la vapeur d'eau, qui ne serait pas condensée en traversant l'eau du flacon. A la deuxième tubulure latérale du ballon, est adaptée une se-

conde cornue remplie jusqu'au deux tiers d'eau distillée, qu'on place sur un triangle de gros fil de fer. On lute les jointures de la cornue et du ballon, et on chauffe les deux cornues; celle qui contient de l'eau est chauffée un peu plus vite que l'autre, afin qu'une portion du liquide réduit en vapeur, occupe la capacité du ballon lors de l'arrivée des vapeurs du protochlorure : ces deux vapeurs se condensent en même temps et tombent sous la forme d'un liquide chargé d'une poudre blanche, par la tubulure inférieure dans le flacon qui sert de récipient. Il faut avoir soin de tenir toujours très chaud le col de la cornue, d'où se vaporise le protochlorure, afin que la condensation des vapeurs n'ait pas lieu dans cet endroit, ce qui ferait cesser l'opération. On continue de chauffer jusqu'à ce que l'on s'aperçoive que la cornue qui renferme le mélange ne donne plus de vapeur. Alors on laisse refroidir lentement et on démonte l'appareil. On recueille le protochlorure sur un filtre, et on le lave avec de l'eau bouillante jusqu'à ce que la liqueur ne se trouble plus par l'eau de chaux; alors on le fait sécher. — La *panacée mercurielle* est le protochlorure de mercure sublimé cinq ou six fois.

Du deutochlorure, sublimé corrosif.

461. Le deutochlorure est un produit de l'art; il est le plus ordinairement sous la forme de masses blanches, compactes, demi transparentes sur leurs bords, hémisphériques et concaves; la paroi externe de ces masses est polie et luisante; l'interne est inégale, hérissée de petits cristaux brillants tellement comprimés, qu'on ne peut en distinguer les faces; il est tantôt sous la forme de faisceaux aiguillés, de cubes ou de prismes quadrangulaires; il a une saveur extrêmement âcre et caustique : sa pesanteur spécifique est de 5,1398. Il se volatilise plus facilement que le précédent, et répand une fumée blanche, épaisse, d'une odeur

piquante, nullement alliacée, susceptible de ternir une lame de cuivre parfaitement décapée. Si l'on frotte la partie de cette lame où la couche de deutochlorure est appliquée, elle acquiert la couleur blanche, brillante, argentine qui caractérise le mercure; d'où il suit que le cuivre s'empare du chlore et met le métal à nu. Exposé à l'air, le deutochlorure perd un peu de sa transparence, et devient opaque et pulvérulent à sa surface. Le phosphore, le charbon et la potasse agissent sur lui comme sur le protochlorure.

Chauffé avec le quart de son poids d'*antimoine* métallique, il est décomposé, et il en résulte du mercure volatil et du chlorure d'antimoine (beurre d'antimoine) beaucoup plus volatil encore. Mêlé avec le tiers de son poids d'*étain* pulvérisé, et exposé à l'action du calorique dans des vaisseaux fermés, on obtient, 1° plus du cinquième du poids du mélange de deutochlorure d'étain très volatil (liqueur fumante de Libavius); 2° de protochlorure d'étain beaucoup moins volatil qui reste dans la cornue; 3° un amalgame de mercure et d'étain; d'où il suit que l'étain à cette température a plus d'affinité pour le chlore que le mercure. Le deutochlorure de mercure (sublimé corrosif) se dissout dans 11 parties d'eau froide et dans 2 parties d'eau bouillante (Henry et Chaussier). Il paraît formé de 100 parties de mercure et de 36 parties de chlore, ou d'un atome de métal et de 2 atomes de chlore.

Préparation. On introduit dans des matras de verre vert à fond plat, d'environ trois litres de capacité, un mélange pulvérulent de 4 parties d'hydrochlorate de soude (sel commun), d'une partie de tritoxyde de manganèse, et de tout le deutosulfate de mercure obtenu en faisant bouillir 5 parties d'acide sulfurique concentré avec 4 parties de mercure (1). On met ces matras dans un bain de sable, de ma-

(1) Ordinairement on cesse l'ébullition lorsque les 9 parties d'acide et de métal sont réduites à 5.

nière à ce qu'ils soient entourés jusqu'à la naissance de leur col; on place sur leurs extrémités ouvertes un petit pot renversé, et on les chauffe graduellement: 15 ou 18 heures après, l'opération est terminée; le sublimé corrosif se trouve attaché aux parois des matras, et il reste au fond du sulfate de soude mêlé d'oxyde de manganèse moins oxydé que celui qu'on a employé; on fait rougir légèrement le fond du bain de sable pour donner au sublimé plus de densité, et pour lui faire éprouver un commencement de fusion; on casse les matras et on retire les produits.

Théorie. Nous pouvons représenter l'hydrochlorate de soude par:

	(Hydrogène	+ chlore)	+ soude.
Le sel mercuriel par.....	(Oxygène	+ mercure)	+ acide sulfurique.
Et le tritoxyde de manganèse par....	Oxygène		+ mang. peu oxydé.
	Eau	Deutochlorure de merc.	Sulfate de soude + de mang. peu oxydé.

Les deux sels et le tritoxyde de manganèse sont décomposés; l'hydrogène de l'acide hydro-chlorique se combine avec l'oxygène de l'oxyde de mercure, et avec une portion de celui que renferme le tritoxyde de manganèse pour former de l'eau; le chlore s'unit au mercure, tandis que la soude s'empare de l'acide sulfurique du sulfate de mercure. On obtient aussi presque toujours une petite quantité de protochlorure de mercure (calomélas); mais il est moins volatil que le deutochlorure, au-dessous duquel il se trouve.

Le sublimé corrosif est employé pour conserver les matières animales. (*Voy.*, tom. II, art. *Putréfaction*). Il est souvent administré comme anti-vénérien; on le donne dis-

sous dans l'eau distillée, dans l'alcool, ou dans quelque sirop sudorifique, combiné avec du lait, des tisanes ou des extraits : en général, la dose pour les adultes est d'un demi grain par jour en deux prises, matin et soir; on augmente graduellement la quantité jusqu'à ce que le malade en prenne un grain, si toutefois l'on n'observe aucun symptôme fâcheux qui en commande la suspension; ces doses doivent être étendues dans un verre de véhicule: le plus ordinairement 12 à 15 grains suffisent pour faire dissiper tous les accidents et compléter le traitement; il est cependant des cas où, pour obtenir du succès, il faut en administrer beaucoup plus. *Cirillo* a proposé d'incorporer le sublimé corrosif dans de l'axonge pour en faire une espèce d'onguent que l'on applique à la plante des pieds; ce moyen a été quelquefois employé avec succès. On fait usage de l'*eau phagédénique* pour toucher les chancres et les ulcères vénériens. Quelques médecins ont employé le sublimé corrosif dans les maladies écrouelleuses, cutanées, etc; mais on en fait rarement usage dans ces sortes d'affections.

462. L'*azote* est sans action sur le mercure. Lorsqu'on agite pendant long-temps ce métal avec de l'*eau* privée d'air, ses molécules s'atténuent prodigieusement et finissent par devenir noires; l'eau n'est pas décomposée et le mercure ne se trouve pas oxydé; l'action qu'exerce l'eau, sur ce métal à une température de 100° thermomètre centigrade est assez remarquable et peu connue; l'eau, dit-on, acquiert des propriétés vermifuges; le mercure absorbe $\frac{1}{500}$ de son poids d'humidité, et le poids du métal n'augmente pas.

Les acides *borique*, *carbonique* et *phosphorique* n'agissent pas sur le mercure. L'acide *sulfurique* concentré, qui n'exerce aucune action sur lui à froid, l'attaque à l'aide de la chaleur, lui cède une portion de son oxygène, passe à l'état de gaz acide sulfureux, et, s'il est employé en assez

grande quantité, le transforme en deutoxyde qui se combine avec l'acide non décomposé, en sorte que la masse blanche que l'on obtient est composée d'une plus ou moins grande quantité d'acide sulfurique et de deutoxyde de mercure. Si l'acide sulfurique est étendu de son poids d'eau, il se dégage peu d'acide sulfureux, et il se forme du protosulfate. L'acide *nitrique* concentré agit rapidement à froid sur ce métal, se décompose en partie et le transforme en deutoxyde qui se dissout dans l'acide nitrique non décomposé; le gaz nitreux (deutoxyde d'azote), provenant de la portion d'acide décomposée, reste pendant quelque temps en dissolution dans la liqueur et la colore en vert; mais bientôt après la température s'élève, le gaz se dégage, répand des vapeurs orangées, et la dissolution se décolore. Si l'acide nitrique est étendu de quatre ou cinq parties d'eau, et que le mercure soit en excès, celui-ci ne passe qu'à l'état de protoxyde, et il ne se forme que du protonitrate si l'on fait bouillir la liqueur pendant une demi-heure. L'acide *nitreux* attaque aussi ce métal, l'oxyde et le transforme en hyponitrite. Les acides *hydro-chlorique* et *hydro-phtorique* n'ont point d'action sur le mercure. Plusieurs des *métaux* précédemment étudiés peuvent se combiner avec lui, et donner des alliages que l'on connaît sous le nom d'*amalgames*.

Amalgames de potassium et de *sodium*. Ils sont solides ou liquides, suivant la quantité de mercure qui entre dans leur composition. Lorsqu'on met un de ces amalgames fluides dans de l'ammoniaque liquide très concentrée, il quintuple ou sextuple de volume, acquiert la consistance du beurre et conserve le brillant métallique; il ne se dégage aucun gaz. Ce produit, appelé par MM. Thénard et Gay-Lussac *hydrure ammoniacal de mercure et de potassium* ou de *sodium*, a été découvert par M. Davy; il paraît formé d'hydrogène, d'ammoniaque, de mercure et de potassium. *Théorie de sa formation.* L'eau de l'ammo-

niaque est décomposée ; son oxygène s'unit avec une portion de potassium, qu'il transforme en protoxyde soluble, tandis que l'hydrogène se porte sur le mercure, sur l'ammoniaque et sur l'autre portion de potassium. Si, au lieu de mettre l'amalgame de mercure ou de potassium ou de sodium dans l'ammoniaque liquide, on le place dans la cavité d'un petit creuset d'hydrochlorate d'ammoniaque légèrement humecté, il y a la même augmentation de volume, formation de l'hydrure ammoniacal et d'hydrochlorate de potasse. *Théorie.* L'eau qui a servi à humecter le creuset est décomposée ; son oxygène forme, avec une portion de potassium, du protoxyde qui s'empare de l'acide hydro-chlorique de l'hydrochlorate, tandis que l'hydrogène se combine avec le mercure, avec l'ammoniaque et avec l'autre portion de potassium, pour donner naissance à ce produit. *Propriétés de cet hydrure.* L'eau est en partie décomposée par lui; son oxygène se porte sur le potassium, qu'il transforme en protoxyde, tandis que son hydrogène et celui qui entre dans la composition de l'hydrure se dégagent; le mercure se précipite, l'ammoniaque et le protoxyde de potassium restent dissous dans le liquide non décomposé. Tous les corps qui agissent sur le potassium le décomposent également.

M. Séebeck était parvenu, avant M. Davy, à former un hydrure d'ammoniaque et de mercure par le procédé suivant : on met du *mercure* dans la cavité humectée du creuset d'hydrochlorate d'ammoniaque ; ce creuset est placé sur une plaque métallique qui communique avec le pôle vitré ou positif de la pile, tandis que le fil résineux ou négatif se rend dans le mercure : l'eau et l'acide hydro-chlorique sont décomposés par le fluide électrique ; leur hydrogène, attiré par le pôle résineux, s'unit au mercure et à l'ammoniaque, pour former l'hydrure, tandis que le chlore de l'acide et l'oxygène de l'eau se portent au pôle positif. Ces hydrures ne sont d'aucun usage.

Amalgame de trois parties de mercure et d'une partie d'étain. Il est mou et cristallisé; il est liquide s'il est formé par dix parties de mercure; on l'emploie pour étamer les glaces : cette opération consiste à verser du mercure sur une lame d'étain étendue horizontalement, à appliquer la glace dessus, et à la charger de poids afin de la faire adhérer à l'amalgame, qui se forme aussitôt que le contact des deux métaux a lieu. *Amalgame de quatre parties de mercure et d'une partie de bismuth.* On s'en sert pour étamer la surface interne des globes de verre : après avoir chauffé ces globes pour les sécher, on y verse l'amalgame fondu, et on l'agite pour le disséminer sur toute la surface, à laquelle il ne tarde pas à adhérer fortement.

On emploie le mercure pour construire des thermomètres, des baromètres, des cuves hydrargyro-pneumatiques, à l'aide desquelles on recueille les gaz solubles dans l'eau, pour faire les diverses préparations mercurielles, les amalgames, etc., et pour exploiter les mines d'or et d'argent. On s'est quelquefois servi avec succès du mercure dans la constipation rebelle et le volvulus qui n'est pas accompagné d'*inflammation* : dans ces cas, il force les obstacles et développe par son poids les intestins; plusieurs praticiens ont employé comme vermifuge l'eau dans laquelle le mercure avait bouilli; enfin ce métal, dans un grand état de division, fait la base de l'onguent gris et de l'onguent napolitain, si souvent employés en frictions. Nous pensons que le mercure métallique très divisé par le calorique, par de l'eau, par des sucs animaux, des graisses, etc., est absorbé, et doit être regardé comme un poison. (*V.* notre *Toxicologie*, t. I, 3e édit.)

Poids d'un atome de mercure. Le protoxyde de mercure est formé de 100 parties de métal et de 4 d'oxygène; en le supposant composé d'un atome de chacun de ces corps, le poids d'un atome de mercure sera 25.

Extraction. — *Exploitation du sulfure.* 1° On introduit la mine triée, broyée et mêlée avec de la chaux éteinte, dans des cornues de fonte auxquelles on adapte des récipients contenant une certaine quantité d'eau; on chauffe; le mercure se volatilise, vient se condenser dans les récipients, et il reste dans la cornue du sulfure de chaux: d'où il suit que le cinnabre a été décomposé. Ce procédé est pratiqué dans le département du Mont-Tonnerre. 2° A Almaden et à Idria, on chauffe la mine triée, broyée et pétrie avec de l'argile; le soufre s'empare de l'oxygène de l'air, passe à l'état d'acide sulfureux: le mercure mis à nu se volatilise, et va se condenser, en traversant une série d'aludels, dans un bâtiment qui tient lieu de récipient.

Des oxydes de mercure.

463. On ne connaît que deux oxydes de mercure. *Protoxyde.* Il est le produit de l'art, et il n'existe que dans les sels de mercure au *minimum;* on ne peut pas l'obtenir isolé, car lorsqu'on cherche à le séparer du protonitrate par la potasse, on obtient un précipité noirâtre que l'on a décrit jusqu'à présent sous le nom de *protoxyde*, et qui est formé, d'après M. Guibourt, de deutoxyde et de mercure métallique très divisé: en effet, ce précipité noirâtre, comprimé entre deux corps durs, présente de petits globules mercuriels visibles à l'œil; il se transforme en mercure et en deutoxyde, lorsqu'on le chauffe jusqu'au rouge obscur; traité par l'acide hydro-chlorique, il donne du deuto-hydrochlorate de mercure et du protochlorure (calomélas). On voit donc qu'au moment où l'on cherche à séparer par la potasse le protoxyde du protonitrate, ce protoxyde se décompose; l'oxygène d'une portion se porte sur une autre partie de protoxyde, et il en résulte du deutoxyde et du mercure métallique très divisé, noirâtre.

Il est formé de 100 parties de mercure et de 4 parties d'oxygène, ou d'un atome de chacun de ces corps. *Préparation.* Il ne peut pas être obtenu, d'après les expériences de M. Guibourt. La poudre noire que l'on sépare en décomposant un proto-sel de mercure par la potasse, est un mélange de deutoxyde et de mercure très divisé.

464. *Deutoxyde* (précipité rouge, précipité *per se*). On ne le trouve pas dans la nature; il est jaune-serin lorsqu'il contient de l'eau, jaune-orangé quand il provient de la calcination du nitrate de mercure bien broyé, orange foncé, si le nitrate qui l'a fourni était en cristaux volumineux, et rouge-orangé si le nitrate était en petits grains cristallins (M. Gay-Lussac). Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se transforme, au-dessus du rouge-brun, en gaz oxygène et en mercure; il est également décomposé par la lumière; trituré avec du mercure, il fournit une poudre brune que l'on a cru être du protoxyde, et qui n'est autre chose qu'un mélange de deutoxyde et de mercure très divisé; il se dissout dans l'eau, et lui communique une forte saveur métallique, la propriété de verdir le sirop de violettes et de brunir par l'addition de l'acide hydro-sulfurique. L'ammoniaque décompose également cette dissolution aqueuse, et produit un précipité formé de deutoxyde et d'ammoniaque, décomposable par la chaleur. Le deutoxyde de mercure est décomposé, à l'aide d'une douce chaleur, par la plupart des corps avides d'oxygène. Chauffé avec une dissolution de chlore, il fournit une matière noire cristalline, composée de deutoxyde et de deutochlorure de mercure; d'où il suit que le chlore décompose une portion de deutoxyde, dont il dégage l'oxygène pour s'unir au métal : cet oxygène dégagé forme, avec une portion de chlore, de l'acide chlorique, qui donne naissance à du chlorate de mercure. Cette matière noire, contient, d'après M. Grouvelle, 79,942 de deutoxyde et 20,058 de deutochlorure. Le deutoxyde de

mercure est employé en médecine comme escharotique; surtout dans les maladies vénériennes; à l'état pulvérulent il sert à tuer les poux et les morpions; mêlé avec de la graisse, il constitue un onguent dont on fait quelquefois usage dans les maladies syphilitiques. En général, l'application extérieure de cet oxyde peut être suivie de symptômes funestes, et on ne doit le prescrire qu'à la dose de quelques grains. Il est formé de 100 parties de métal et de 8 parties d'oxygène, ou d'un atome de mercure et de deux d'oxygène. On le prépare, 1° en décomposant dans une fiole, à une chaleur voisine du rouge-brun, du nitrate de mercure : on l'appelle, dans ce cas, *précipité rouge* : si l'on chauffait trop fortement, on le transformerait en oxygène et en mercure; 2° en versant de la potasse, de la soude ou de la chaux dans une dissolution d'un deuto-sel de mercure; 3° en chauffant pendant dix, douze ou quinze jours le mercure avec le contact de l'air, et de manière à le faire entrer presque en ébullition. On donnait autrefois à l'oxyde préparé par ce moyen le nom de *précipité per se*, et celui d'*enfer de Boyle* au matras qui renfermait le métal.

Des sels formés par le protoxyde de mercure.

465. Les sels formés par cet oxyde sont décomposés et précipités en noir par les alcalis, tels que la potasse, la soude, l'ammoniaque, etc.; le dépôt, comme nous venons de le voir, est un mélange de mercure métallique divisé et de deutoxyde; l'acide chromique et les chromates les transforment en chromate de mercure orangé rougeâtre, insoluble dans l'eau; l'acide hydro-chlorique les fait passer à l'état de protochlorure blanc (calomélas); d'où il suit que l'hydrogène de l'acide se combine avec l'oxygène du protoxyde pour former de l'eau, tandis que le mercure mis à nu s'unit au chlore. Ces caractères suffi-

sent pour distinguer ces sels de ceux qui sont formés par le deutoxyde.

Protosulfate. Il est blanc, pulvérulent, presque insipide, soluble dans 500 parties d'eau froide et dans 287 parties d'eau bouillante, indécomposable par ce liquide, susceptible de fournir, par une évaporation convenable, de petits cristaux prismatiques; il est inaltérable à l'air; il noircit par son exposition à la lumière. Il peut se combiner avec l'acide sulfurique et former du *protosulfate très acide;* si on lui enlève, au contraire, un peu d'acide au moyen d'un alcali, il passe à l'état de sous-protosulfate. *Préparation.* On l'obtient par le 3e ou par le 4e procédé. (*V.* § 228.)

Protonitrate. Il cristallise en prismes blancs, doués d'une saveur âcre, styptique, rougissant l'*infusum* de tournesol; il est décomposé par l'eau et transformé en *protonitrate très acide,* soluble, incolore, appelé *eau mercurielle, remède du capucin, remède du duc d'Antin;* et en sous-protonitrate insoluble, d'un jaune-verdâtre. Le protonitrate de mercure entre dans la composition du sirop de *Belet,* dont on prend une cuillerée étendue dans une boisson mucilagineuse. Ce sirop a été utile dans les maladies de la peau, les écrouelles, les érysipèles, les dartres anciennes; mais il faut l'employer avec précaution, surtout chez les individus faibles. Le *remède du capucin* est caustique, et peut être appliqué avec succès sur les chancres, les verrues syphilitiques et les ulcères sanieux. *Préparation.* On fait bouillir, pendant demi-heure, de l'acide nitrique étendu de quatre à cinq fois son poids d'eau avec un excès de mercure, et par le refroidissement de la liqueur, on obtient des cristaux de protonitrate : il suffit de les broyer avec de l'eau pour les transformer en *sous* et en *sur-nitrate.* Si, au lieu d'agir à la chaleur de l'ébullition, on fait l'expérience à froid, le sel contient de l'hyponitrite de mercure.

Protochlorate. Il est sous la forme d'une poudre jaune-verdâtre, peu soluble dans l'eau bouillante, peu sapide, décomposable par les alcalis, qui le précipitent en noir; projeté dans une cuiller de platine légèrement chauffée, il détone, produit une flamme rouge, et se transforme en gaz oxygène, en deutochlorure de mercure (sublimé corrosif) qui se volatilise sous la forme de fumées blanches, et en deutoxyde rouge de mercure (Vauquelin). Ces résultats s'expliquent parfaitement, d'après les expériences de M. Guibourt : l'acide chlorique se décompose, son oxygène se dégage, le chlore se porte sur le protoxyde, qui doit être considéré comme composé de mercure et de deutoxyde, transforme le métal en deutochlorure, et met le deutoxyde à nu. *Préparation*, 1er ou 2e procédé. (*V.* § 228.)

Des sels formés par le deutoxyde de mercure.

466. Ces sels sont tous décomposés par la potasse ou la soude, qui s'emparent de l'acide, et mettent à nu l'oxyde jaune-serin, si on les a employées en suffisante quantité. L'ammoniaque les transforme en un sel double blanc, qui se précipite et qui se dissout dans un excès d'ammoniaque; il faut toutefois en excepter le deut-acétate (1). L'hydrocyanate ferruré de potasse y occasione également un trouble blanc; les hydrosulfates solubles ou l'acide hydro-sulfurique les décomposent et les précipitent en noir; le sulfure de mercure précipité donne à l'analyse les mêmes proportions de soufre et de mercure que le cinnabre.

Deutosulfate acide. Il est sous la forme d'une masse blanche, attirant légèrement l'humidité de l'air, rougis-

---

(1) Fourcroy et surtout M. Soubeiran ont étudié avec soin les sels doubles dont nous parlons. (V. *Journal de Pharmacie*, année 1826, avril et septembre.)

sant l'*infusum* de tournesol, et susceptible d'être décomposée par l'eau en *deutosulfate très acide*, soluble, incolore, et en *sous-deutosulfate jaune*, insoluble, ou *turbith minéral*. Ce turbith est décomposé par le calorique, et fournit du gaz oxygène, du gaz acide sulfureux, et du mercure métallique; il est également décomposé et dissous par l'acide nitrique, qui le transforme en deutonitrate incolore; enfin la potasse caustique lui enlève l'acide par la simple agitation, et il se forme du sulfate de potasse soluble et du deutoxyde de mercure jaune-serin; il ne se dissout que dans 2000 parties d'eau froide. Boerhaave et Lobb ont fait l'éloge du turbith minéral, comme étant propre à prévenir la petite-vérole; d'autres médecins l'ont administré comme émétique dans la morsure des chiens enragés; on l'a aussi prôné dans les engorgements, dans les maladies vénériennes. *Préparation*. On l'obtient en faisant bouillir, pendant trois ou quatre heures, un excès d'acide sulfurique concentré avec du mercure. (*Voy*. p.663, pour la théorie.) Il suffit de mettre ce sel dans de l'eau chaude, pour obtenir le *turbith minéral* insoluble (sous-deutosulfate de mercure) et le *sur-sulfate* de deutoxyde soluble.

Deutochlorate acide. Il cristallise sous la forme de petites aiguilles, assez solubles dans l'eau, ayant une saveur analogue à celle du sublimé corrosif. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il fournit du gaz oxygène et du protochlorure de mercure (calomélas). *Préparation*. 1er et 2e procédés, § 228.

Deutonitrate acide. Il est sous la forme d'aiguilles blanches ou jaunâtres, douées d'une saveur métallique insupportable, rougissant l'*infusum* de tournesol. Chauffé dans un matras, il se décompose, et laisse du *deutoxyde rouge* (précipité rouge) qui se transforme lui-même en oxygène et en mercure si on élève assez la température. Mis dans l'eau froide, ce sel se change en deutonitrate *très acide*, soluble et incolore, et en *sous-deutonitrate*

blanc insoluble, auquel on peut enlever tout l'acide par des lavages réitérés; mais si l'eau est bouillante, le *sous-deutonitrate* insoluble qui se dépose est jaune, et porte le nom de *turbith nitreux*. Le deutonitrate acide, qui est sous la forme d'aiguilles, peut se dissoudre dans l'acide nitrique; sa dissolution tache la peau en noir, précipite par l'eau un sous-deutonitrate, si elle est très concentrée, et donne des aiguilles blanches cristallines par l'addition de l'acide hydro-chlorique : ces aiguilles, formées par du sublimé corrosif (deutochlorure de mercure), se dissolvent facilement dans l'eau. On emploie ce sel pour faire le précipité rouge, la pommade citrine, et pour feutrer les poils de lièvre et de lapin. *Préparation.* On l'obtient comme le protonitrate, excepté que l'on emploie plus d'acide nitrique et qu'il est moins affaibli. Lorsque la liqueur ne précipite plus par l'acide hydro-chlorique ou par un hydrochlorate, on a la certitude qu'elle ne renferme plus de protoxyde, et par conséquent il ne s'agit plus que de la faire évaporer, pour en obtenir des cristaux aiguillés. *Sous-nitrate jaune, turbith nitreux* et *sur-nitrate.* On les prépare en broyant le deutonitrate avec de l'eau chaude.

467. *Hydrochlorate* (sublimé corrosif dissous dans l'eau). Il est le produit de l'art; il est liquide, transparent, incolore, inodore, doué d'une saveur styptique, métallique, désagréable; distillé, il se volatilise en petite quantité : aussi le liquide obtenu dans le récipient contient-il un peu de ce sel. L'hydrocyanate ferruré de potasse, les hydrosulfates et les alcalis se comportent avec lui comme avec les autres dissolutions de deutoxyde. L'eau de chaux le décompose comme les alcalis, s'empare de l'acide, et met à nu le deutoxyde jaune-serin; le mélange d'hydrochlorate de chaux et de deutoxyde qui en résulte porte le nom d'*eau phagédénique.* L'*eau* distillée ne le trouble point; le nitrate d'argent agit sur lui comme sur tous les hydrochlorates, le décompose, et en précipite du

chlorure d'argent blanc, caillebоté, insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique; il reste alors dans la dissolution du deutonitrate de mercure. (*Voy.* p. 332.) L'hydrochlorate de protoxyde d'étain, dissous dans l'eau, en précipite sur-le-champ du protochlorure de mercure (calomélas), et la dissolution se trouve contenir alors de l'hydrochlorate de deutoxyde d'étain.

Théorie. On peut représenter l'acide hydro-chlorique de ces deux hydrochlorates par

	(Chlore	+ hydrog.)	+ A. hydro-chlorique.
Et les oxydes par...	(Mercure	+ oxyg.)	(+ oxyg. + protox. d'étain.)
	Proto-chlorure.	Eau.	Hydrochlorate de deutox. d'étain.

Une portion d'acide hydro-chlorique et le deutoxyde de mercure sont décomposés; l'oxygène de celui-ci se combine en partie avec l'hydrogène de l'acide pour former de l'eau, en partie avec le protoxyde d'étain qu'il fait passer à l'état de deutoxyde, tandis que le chlore et le mercure mis à nu s'unissent et donnent naissance à du protochlorure de mercure; l'acide hydro-chlorique non décomposé dissout le deutoxyde d'étain produit.

Le *mercure* métallique, mis en contact avec la dissolution d'hydrochlorate de deutoxyde de mercure, se ternit et le liquide se trouble; le sel est entièrement décomposé, et l'on n'obtient que du protochlorure de mercure et de l'eau.

Théorie. Le sel peut être représenté par

	Hydrogène	+ chlore.
	Oxygène	+ mercure.
On y ajoute.		mercure.
	Eau	+ proto-chlorure.

L'hydrogène de l'acide hydro-chlorique se porte sur l'oxygène du deutoxyde pour former de l'eau, tandis que le chlore s'unit au mercure du sel et à celui que l'on a ajouté, et donne naissance au protochlorure (1).

Une lame de *cuivre*, plongée dans la dissolution de l'hydrochlorate de deutoxyde de mercure, la décompose, et l'on obtient de l'hydrochlorate de deutoxyde de cuivre soluble, et un précipité grisâtre formé, 1° par du protochlorure de mercure (calomélas); 2° par un amalgame de cuivre et de mercure; 3° par un peu de mercure. (*V.* notre *Toxicologie*, tome Ier, 3e édition.) Il suffit, pour expliquer la formation de ces divers produits, d'admettre, ce qui est réel, que le cuivre a plus d'affinité pour l'oxygène et pour l'acide hydro-chlorique que le mercure; une partie de ce métal doit donc être mise à nu dès que l'action commence; ce mélange se trouve alors à peu près dans les mêmes conditions que celui dont nous avons parlé dans le paragraphe précédent; il doit donc se précipiter du protochlorure de mercure. Si on substitue à la lame de cuivre une lame de zinc, on transforme l'hydrochlorate de deutoxyde de mercure en hydrochlorate de

(1) On explique plus aisément tous ces phénomènes en admettant, avec plusieurs chimistes, que le sublimé corrosif dissous dans l'eau est un deutochloruré au lieu d'un hydrochlorate : en effet, on dit alors : le mercure s'empare d'une portion du chlore du sublimé corrosif, et il en résulte du protochlorure. Lorsque, comme dans l'expérience précédente, on fait agir sur le sublimé corrosif le sel d'étain, que l'on regarde aussi dans cette hypothèse comme un chlorure, on dit : le chlorure d'étain s'empare d'une portion du chlore du sublimé corrosif, et passe à l'état de chlorure tandis que le sublimé se trouve réduit à du protochlorure qui se précipite.

zinc, et il se forme un précipité composé, 1° de mercure métallique; 2° de protochlorure de mercure; 3° d'un amalgame de zinc et de mercure; 4° de fer et de charbon, substances qui se trouvent dans le zinc du commerce.

Lorsqu'on plonge dans une dissolution, même très étendue, de sublimé corrosif une lame ou un anneau d'or, que l'on a préalablement recouvert en spirale d'une petite feuille d'étain roulée, et que l'on ajoute une ou deux gouttes d'acide hydro-chlorique, on voit au bout de quelques minutes le mercure du sublimé se porter sur l'or et le *blanchir;* il suffit ensuite de chauffer la lame ou l'anneau d'or pour volatiliser le mercure et faire reprendre la couleur jaune à la portion blanchie. Il est évident que, dans cette expérience, l'étain s'empare de l'oxygène et de l'acide hydro-chlorique, qui étaient combinés avec le mercure, tandis que celui-ci est attiré par l'or.

L'éther sulfurique, mêlé avec la dissolution d'hydrochlorate de deutoxyde de mercure, s'empare de ce sel, en sorte que la couche éthérée qui est à la surface du liquide s'en trouve saturée, tandis que l'eau qui forme la couche inférieure en est presque entièrement privée (Wenzel et M. Henry). *Préparation.* On obtient l'hydrochlorate en dissolvant le deutochlorure (sublimé corrosif) dans l'eau.

Toutes les préparations mercurielles sont très vénéneuses; le protochlorure l'est cependant beaucoup moins que les autres. Introduites dans l'estomac ou appliquées à l'extérieur, elles déterminent une irritation locale très vive, sont absorbées, et exercent une action délétère sur le cerveau, le cœur et le canal digestif : il est donc de la plus haute importance de les administrer avec prudence, et de ne pas en appliquer une trop grande quantité sur la peau, principalement sur les parties ulcérées. Parmi les antidotes proposés pour neutraliser les sels mercuriels, l'albumine (blanc d'œuf délayé dans l'eau) doit occuper

le premier rang, comme nous l'avons prouvé (Voyez *Toxicologie générale*, tome Ier.)

De l'osmium.

468. L'osmium n'a été trouvé jusqu'à présent que dans la mine de platine (1). Il est solide, d'une couleur qui paraît bleue ou noire : on ignore quelles sont ses autres propriétés physiques. M. Vauquelin est porté à croire qu'il se volatilise lorsqu'on le chauffe dans des vaisseaux fermés ; si on élève sa température quand il a le contact de l'air, il passe à l'état d'oxyde, qui se sublime en très beaux cristaux blancs et brillants, doués d'une odeur très forte. Lorsqu'on fait arriver du *chlore* gazeux sur de l'osmium sec, il paraît se fondre, acquiert une couleur verte très belle et très intense, se dissout complétement, et donne un chlorure d'un rouge brun ; ce chlorure se volatilise à la température ordinaire, et répand des vapeurs blanches très épaisses, d'une odeur insupportable ; il se transforme en hydrochlorate soluble, d'un jaune rougeâtre lorsqu'on le met dans l'eau.

L'*iode* ne paraît pas pouvoir se combiner directement avec ce métal ; on ignore s'il s'unit au soufre, au phosphore et aux métaux (Vauquelin). M. Henry dit cependant qu'il forme avec l'or et l'argent des alliages ductiles. Il se dissout dans l'acide *hydro-chlorique* à l'aide d'une douce chaleur ; la liqueur commence par être verte, et ne tarde pas à devenir d'un jaune-rougeâtre : il est évident que,

---

(1) Fourcroy et M. Vauquelin, et, à peu près à la même époque, Descotils, avaient annoncé que la poudre noire que l'on obtient en traitant le platine par l'eau régale, était un métal particulier. Tennant fit voir quelque temps après qu'elle contenait deux métaux, l'*osmium* et l'*iridium*.

dans ce cas, l'eau de l'acide est décomposée pour oxyder le métal. Il n'a point d'usages.

Extraction. (Voyez *Platine.*)

De l'oxyde d'osmium.

469. Cet oxyde est incolore, transparent, très brillant et cristallisable; il a une saveur très caustique, analogue à celle de l'huile de gérofle; il a une odeur très désagréable; il est flexible comme la cire, plus fusible qu'elle et très volatil; il noircit sur-le-champ lorsqu'il est en contact avec des matières organiques, surtout lorsqu'elles sont humides; il cède facilement l'oxygène aux corps qui en sont avides; il est très soluble dans l'eau; ce *solutum* bleuit par l'infusion de noix de galle et par une lame de zinc; il forme, avec les alcalis, des combinaisons jaunes moins odorantes que sa dissolution aqueuse. Agité avec du mercure, il perd son odeur; et il se forme un amalgame de mercure et d'osmium (M. Henry). Il se dissout dans l'acide hydro-chlorique, et forme un sel qui est à peu près le seul connu: en effet, cet oxyde paraît avoir plus de tendance à s'unir avec les alcalis qu'avec les acides. *Préparation.* On l'obtient, 1° en chauffant jusqu'au rouge brun une cornue contenant un mélange de nitrate de potasse et d'osmium métallique, ou du résidu noir et pulvérulent *B*, dont nous parlerons à l'article *Extraction du platine* (page 703 de ce vol.); il se forme, dans l'un et l'autre cas, de l'oxyde d'osmium volatil. 2° Suivant M. Laugier, on peut se le procurer en saturant par un lait de chaux la liqueur *C*, qui provient du traitement de la mine de platine, et qui le renferme. (*Voy.* 707).

Hydrochlorate d'osmium. Ce sel est d'un jaune rougeâtre; il devient d'un bleu très foncé par l'addition de l'*infusum* de noix de galle; le zinc le fait également pas-

ser au bleu et en précipite des flocons noirs. (Ces détails sont extraits du mémoire de M. Vauquelin sur l'*osmium*.)

De l'argent.

L'argent se trouve dans la nature, 1° à l'état natif, en Norwège, en Misnie, au Hartz, en Sibérie, en Espagne, en France, mais principalement au Mexique et au Pérou; il est cristallisé ou en masses, et contient presque toujours du fer, du cuivre, de l'arsenic ou de l'or; 2° combiné avec le soufre, l'antimoine, l'arsenic, le mercure; 3° uni au chlore ou à l'iode; 4° à l'état d'oxyde d'argent et d'antimoine sulfuré; 5° à l'état de carbonate.

470. L'argent est solide, d'une belle couleur blanche très brillante, peu dur; il est très ductile et le plus malléable des métaux après l'or; sa ténacité est très grande; sa pesanteur spécifique est de 10,4743.

Soumis à l'action du *calorique* dans des vaisseaux fermés, il fond assez facilement et se volatilise; si on le laisse refroidir lentement, il cristallise en pyramides quadrangulaires. Il n'éprouve aucune altération de la part du gaz *oxygène* ni de celle de l'*air* à la température ordinaire; il absorbe au contraire une petite quantité d'oxygène, si on le chauffe assez pour le fondre; mais dès qu'on vient à le refroidir, le gaz oxygène absorbé se dégage, comme on peut s'en assurer en jetant dans l'eau de l'argent pur tenu pendant quelque temps en fusion au contact de l'air ou du gaz oxygène (Samuel Lucas). Si on chauffe l'argent au moyen du chalumeau à gaz oxygène, il se volatilise, absorbe l'oxygène, et l'oxyde produit se dégage sous la forme d'une fumée que l'on peut recevoir dans un verre renversé au-dessus, et dont la surface se recouvre d'un enduit jaune-brunâtre; cette oxydation a lieu avec une flamme jaune (Vauquelin).

L'*hydrogène*, le *bore*, le *carbone* et l'*azote* n'exercent

aucune action sur l'argent. Le *phosphore* peut se combiner avec lui à l'aide de la chaleur, et former un phosphure solide, fragile, brillant, plus fusible que l'argent, susceptible de se transformer, à une température élevée, par l'action de l'air ou du gaz oxygène, en acide phosphorique et en phosphate d'argent, ou en acide phosphorique et en argent si la chaleur est plus forte. Il est formé de 87 parties d'argent et de 13 parties de phosphore L'argent peut aussi se combiner avec le *soufre* et donner un sulfure solide, d'un gris-bleuâtre, ductile, d'un tissu lamelleux, plus fusible que le métal, décomposable par le feu en soufre et en argent; chauffé avec le contact de l'air ou du gaz oxygène, ce sulfure se transforme en gaz acide sulfureux et en argent : il est formé de 100 parties d'argent et de 14,544 de soufre, ou d'un atome d'argent et d'un atome de soufre. Il se produit toutes les fois que l'argent est en contact avec de l'acide hydro-sulfurique, soit dans les fosses d'aisance, soit dans les eaux sulfureuses, soit enfin lorsqu'on le traite par des œufs et que la température est un peu élevée. On l'obtient par les trois premiers procédés. (*Voy.* p. 296) On le rencontre dans presque toutes les mines d'argent au Mexique, en Hongrie, en Bohême, etc. L'*iode*, placé dans des circonstances particulières, peut s'unir avec l'argent, et former un iodure insoluble dans l'eau et dans l'ammoniaque.

Chauffé avec du *chlore* gazeux, il l'absorbe sans qu'il y ait dégagement de lumière, et passé à l'état de *chlorure* (muriate d'argent). On le trouve en petite quantité en Saxe, en Sibérie, au Hartz, en France, au Pérou, etc.; il est tantôt cristallisé en cubes, tantôt en masses. Celui que l'on obtient dans les laboratoires est blanc, insipide, caillebotté, et passe rapidement au violet foncé lorsqu'on l'expose à la lumière, et qu'il est recouvert d'eau. M. Gay-Lussac a prouvé que, dans cet état, il contient moins de chlore, et que l'eau qui le surnage renferme de l'acide

chlorique et de l'acide hydro-chlorique, produits par l'action d'une portion du chlore sur l'oxygène et sur l'hydrogène de l'eau. Le chlorure d'argent est insoluble dans l'eau, et n'éprouve aucune altération de la part de ce liquide lorsqu'il est dans l'obscurité; il est très soluble dans l'ammoniaque, et peu soluble dans les acides forts. Si on le chauffe après l'avoir desséché sur un filtre, il fond au-dessous de la chaleur rouge, et fournit, après le refroidissement, une masse grisâtre, demi-transparente, flexible, connue autrefois sous le nom d'*argent corné*, que l'on peut obtenir cristallisée en octaèdres. Il est décomposé par l'hydrogène, qui s'unit au chlore et met l'argent à nu. Cette expérience peut être faite en mêlant du chlorure d'argent avec du zinc, de l'eau et de l'acide sulfurique, substances propres à fournir de l'hydrogène. *Voy.* p. 106. (Arfwedson.) La potasse, la soude, la baryte ou la chaux en opèrent aussi la décomposition à une température élevée, et l'on obtient du chlorure de potassium, de sodium, etc., de l'argent *pur* et du gaz oxygène; d'où il suit que l'alcali est également décomposé. Le plomb ou l'antimoine, chauffés avec ce chlorure, le décomposent en s'emparant du chlore; le fer et le zinc peuvent opérer cette décomposition dans l'eau froide; le liquide se décompose en partie, et l'on obtient de l'hydrochlorate de protoxyde de fer ou de zinc et de l'argent métallique, sous la forme d'une poussière blanche. Le procédé le plus simple pour retirer l'argent du chlorure consiste à le placer dans un vase de zinc ou dans une marmite de fonte, et à le recouvrir de deux ou trois centimètres d'eau; si les métaux sont bien décapés, la décomposition marche rapidement. Le chlorure d'argent est formé d'un atome de chlore et d'un atome d'argent, ou de 75,34 d'argent et de 24,66 de chlore. On l'obtient en versant de l'hydrochlorate de soude dans du nitrate d'argent, et en lavant le précipité. On s'en sert quelquefois pour obtenir l'argent pur.

L'*eau* et les acides *borique*, *carbonique*, *phosphorique*, *sulfureux*, *hydro-chlorique* et *hydro-phtorique*, sont sans action sur l'argent. L'acide *sulfurique* concentré, qui ne l'attaque pas à froid, l'oxyde à l'aide de la chaleur, se décompose, fournit du gaz acide sulfureux, et il se forme du sulfate d'argent. L'acide *nitrique* pur dissout l'argent après l'avoir oxydé, même à la température ordinaire; il se produit du gaz deutoxyde d'azote, qui reste d'abord dans la liqueur et la colore en vert, mais qui ne tarde pas à se dégager lorsque la température s'élève : il est évident qu'une portion de l'acide nitrique a dû être décomposée (1). Suivant Schéele, l'acide *arsenique*, dissous dans l'eau, oxyde l'argent à l'aide de la chaleur : il se dégage de l'arsenic métallique, et il se forme de l'arséniate d'argent avec la portion d'acide non décomposée. L'acier et plusieurs des métaux précédemment étudiés peuvent se combiner avec l'argent. 1° *Alliage de 9 parties d'argent et d'une partie de cuivre :* on l'emploie pour souder l'argent et faire la monnaie. Les couverts et la vaisselle sont composés de 9 parties et demie d'argent et de demi-partie de cuivre; dans les bijoux, il y a 8 parties du premier et 2 parties du second : ces divers alliages sont blancs, plus fusibles et moins ductiles que l'argent. 2° *Alliage de 7 parties d'argent et d'une partie de plomb.* Il est solide, d'un blanc grisâtre, et se transforme, lorsqu'on le fait fondre avec le contact de l'air, en protoxyde de plomb, qui se vitrifie, et en argent pur : nous tirerons parti de ce fait en parlant de l'analyse des monnaies et des divers ustensiles d'argent, à la fin de cet ouvrage. L'argent

(1) Dans cette expérience, il y a élévation de température, parce que l'oxygène passe de l'état liquide où il se trouvait dans l'acide nitrique, à l'état solide pour constituer l'oxyde d'argent : il doit donc perdre du calorique. On retrouve ce phénomène dans un très grand nombre de cas.

sert principalement à préparer les alliages dont nous venons de parler, la pierre infernale, etc.

Poids d'un atome d'argent. Si le deutoxyde d'argent est formé de 100 parties de métal et de 7,272 d'oxygène, et qu'on le suppose composé d'un atome de chacun de ces corps, l'atome d'oxygène pesant 1, le poids de l'atome d'argent sera de 13,75.

Extraction. — Exploitation des mines d'Europe. Si la mine est riche, on la débarrasse de sa gangue par des lavages, et on la fait fondre avec un poids de plomb égal au sien. Cet alliage est ensuite soumis à la coupellation : pour cela, on l'introduit dans une coupelle oblongue (capsule composée d'os calcinés jusqu'au blanc, broyés, tamisés et lavés), que l'on fait chauffer dans un fourneau particulier, et sur laquelle on ne tarde pas à diriger le vent d'un ou de deux soufflets : l'alliage fond, le plomb s'oxyde, passe à l'état de litharge, qui s'écoule, et l'argent, plus pesant, se ramasse en culot au fond de la coupelle.

Il arrive quelquefois que le *plomb d'œuvre*, préparé comme nous l'avons dit (pag. 625), contient assez d'argent pour que l'on doive chercher à l'obtenir ; alors il faut le soumettre à la coupellation, pour le transformer en litharge et en argent pur. Si le cuivre *rosette*, dont nous avons décrit l'extraction, contenait assez d'argent pour pouvoir être exploité avec succès, comme cela arrive quelquefois, on le ferait fondre avec trois fois son poids de plomb ; on laisserait refroidir l'alliage et on le chaufferait doucement : la majeure partie du plomb entrerait en fusion et entraînerait presque tout l'argent : on séparerait ces deux métaux par la coupellation, tandis que l'on continuerait à chauffer le cuivre pour en extraire tout le plomb.

La mine argentifère de Freyberg, qui renferme très peu de sulfure d'argent uni à une très grande quantité de

sulfure de cuivre et de fer, doit être soumise à d'autres opérations : on la grille après l'avoir mêlée avec le dixième de son poids de sel marin; il se dégage du gaz acide sulfureux, et l'on obtient une masse composée de chlorure de fer, de sulfates de soude, de fer et de cuivre solubles, et de chlorure d'argent, d'oxyde de fer, et d'oxyde de cuivre insolubles; on la réduit en poudre fine, et on l'agite pendant seize à dix-huit heures dans des tonneaux, avec 50 parties de mercure, 30 parties d'eau, et 6 parties de fer; les sels solubles se dissolvent, le chlorure d'argent est décomposé par le fer, et l'argent s'amalgame avec le mercure; on presse fortement l'amalgame pour en séparer l'excès de mercure, et on le soumet à la distillation : le mercure se volatilise, et l'argent reste. Si la mine renferme très peu d'argent et beaucoup de gangue, on la mêle avec de la pyrite, et on la fait fondre; celle-ci entraîne l'argent et les autres métaux : alors on la grille à plusieurs reprises pour en séparer le soufre; on fait fondre de nouveau le produit avec de la mine, puis avec du plomb, et l'on obtient du plomb argentifère, dont on sépare l'argent par la coupellation.

Exploitation des mines du Mexique et du Pérou. Ces mines sont le plus souvent formées d'argent natif, de chlorure d'argent, d'oxyde d'argent, d'argent antimonial, de pyrites de cuivre et de fer, de silex, etc. On les réduit en poudre, et on les mêle avec deux centièmes et demi de sel marin; on abandonne le mélange à lui-même, et au bout de quelques jours on y ajoute de la chaux : on ne sait pas trop ce qui se passe dans cette opération; on incorpore le mélange avec du mercure, qui s'amalgame avec l'argent et se précipite; on traite par l'eau pour dissoudre toutes les matières solubles, et on distille l'amalgame pour en avoir l'argent : ce n'est guère qu'au bout de plusieurs mois que cette opération est terminée.

Des oxydes d'argent.

471. Suivant quelques chimistes, il existe deux oxydes d'argent. *Protoxyde.* Depuis long-temps M. Proust a annoncé l'existence d'un oxyde d'argent moins oxydé que celui que l'on retire du nitrate ordinaire. M. Faraday, et, plus récemment encore, M. Thénard, viennent de faire des expériences qui tendent à confirmer ce résultat. D'après M. Faraday, ce protoxyde est solide, gris et très brillant par lumière réfléchie, et d'une couleur jaune par lumière transmise; il peut être fondu, et alors il laisse un bouton d'argent solide. Il est insoluble dans l'ammoniaque, et composé de 7,5 parties d'oxygène et de 150 d'argent. On l'obtient en exposant à l'air la dissolution de deutoxyde d'argent dans l'ammoniaque; le protoxyde ne tarde pas à se présenter à la surface, sous la forme d'une pellicule brillante. Il n'a point d'usages.

472. *Deutoxyde.* Cet oxyde se trouve dans la nature, combiné avec l'oxyde d'antimoine sulfuré. Il est solide, d'une couleur olive foncée; il attire rapidement l'acide carbonique de l'air, en sorte qu'il faut le conserver dans des vaisseux fermés; il est sensiblement soluble dans l'eau, et le *solutum* verdit le sirop de violettes, propriété qui le rapproche singulièrement des alcalis. Il est susceptible de se combiner avec un très grand nombre d'acides. L'acide nitrique le dissout à merveille. L'eau oxygénée, mêlée d'acide nitrique, agit sur lui avec énergie; il se produit une vive effervescence due au dégagement du gaz oxygène de l'eau; une partie de l'oxyde d'argent se dissout, l'autre se réduit d'abord, et se dissout ensuite elle-même, pourvu que l'acide soit en quantité convenable. L'acide *hydrochlorique* le décompose en se décomposant lui-même, et le transforme en *chlorure d'argent* insoluble; d'où il suit que l'hydrogène de l'acide se combine avec l'oxygène

de l'oxyde pour former de l'eau. L'eau oxygénée, aiguisée d'acide *hydro-chlorique*, est rapidement décomposée ; il y a formation d'eau, dégagement de gaz oxygène, vive effervescence, et production de chlorure d'argent violet. Il est très soluble dans l'ammoniaque. La dissolution ammoniacale très concentrée, abandonnée à elle-même pendant plusieurs mois, se décompose ; l'hydrogène de l'ammoniaque se combine avec l'oxygène de l'oxyde, et forme de l'eau, tandis que l'argent se précipite à l'état métallique (Faraday). L'oxyde d'argent est sans usages. Il paraît formé de 100 parties d'argent et de 7,272 d'oxygène, ou d'un atome de chacun de ces corps. On l'obtient en décomposant le nitrate d'argent par la potasse pure, et en lavant le précipité.

Des sels d'argent.

473. Tous les sels d'argent, chauffés au chalumeau, sont décomposés, et le métal est mis à nu. Ils sont presque tous insolubles dans l'eau ; aucun ne se trouve dans la nature ; la plupart d'entre eux brunissent à la lumière. Ceux qui sont solubles précipitent en noir par les hydro-sulfates de potasse et de soude ; le précipité est du sulfure d'argent ; l'acide hydro-chlorique, les hydrochlorates et le chlore y font naître un dépôt blanc, caillebotté, de chlorure d'argent (*V.* p. 332). La potasse, la soude et l'eau de chaux, privées d'hydrochlorates, en séparent l'oxyde olive ; l'ammoniaque produit le même phénomène, mais redissout le précipité avec la plus grande facilité. Les carbonates et les sous-carbonates en précipitent du carbonate d'argent d'un blanc jaunâtre ; les phosphates y font naître un précipité jaune qui est du phosphate d'argent. En plongeant une lame de cuivre dans une de ces dissolutions, l'argent en est séparé à

l'état métallique. (Voyez *Sels de cuivre*, p. 641, pour la théorie.)

Le *borate* et le *carbonate* d'argent sont pulvérulents, blancs, insipides et insolubles dans l'eau. Ils sont sans usages. *Préparation*. (*V*. § 230 et 235.)

Sous-phosphate. Ce phosphate est d'un jaune verdâtre, insoluble dans l'eau, et soluble dans l'acide phosphorique. *Préparation*. (*V*. § 236.) *Composition*. Acide 17,01, oxyde 82,99 (Berzél.)

Sulfate. Il est sous la forme d'une masse blanche, soluble dans 88 parties d'eau froide, d'après Wenzel, plus soluble dans l'acide sulfurique faible; la dissolution est incolore, et fournit, par l'évaporation, des cristaux prismatiques blancs et brillants. Le sulfate d'argent résiste long-temps à l'action du feu; il faut une température assez élevée pour le décomposer. On l'obtient par le 3[e] procédé. (*V*. § 228.)

Le *sulfite* est en petits grains brillants, peu solubles dans l'eau, doués d'une saveur âcre métallique.

L'*iodate* est blanc, insoluble dans l'eau et très soluble dans l'ammoniaque. L'acide sulfureux, versé dans cette dissolution, s'empare de l'oxygène qui entre dans la composition de l'acide iodique et de l'oxyde d'argent, et y fait naître un précipité d'iodure d'argent qui, comme nous l'avons dit, est insoluble dans l'ammoniaque. *Préparation*. (*Voyez* § 250, 3[e] procédé.)

Chlorate. Il est sous la forme de prismes carrés, colorés, terminés par une section oblique, dans le sens des deux angles solides du prisme, solubles dans 10 à 12 parties d'eau froide, ayant une saveur analogue à celle du nitrate d'argent, et tachant le papier en jaune brunâtre; il fuse sur les charbons ardents et se transforme en chlorure; il est aussi décomposé lorsqu'on le triture avec du soufre, et il y a dégagement de calorique et de lumière. Le chlore, versé dans la dissolution de ce sel, y fait naître

un précipité de chlorure d'argent ; il se dégage du gaz oxygène, et l'acide chlorique est mis à nu, phénomènes qui ne peuvent s'expliquer sans admettre la décomposiiton de l'oxyde d'argent en oxygène qui se dégage, et en argent qui se combine avec le chlore (Vauquelin). *Préparation.* (*Voyez* § 253.)

Nitrate. Il cristallise en lames minces, brillantes, demi-transparentes, qui sont des hexaèdres, des tétraèdres ou des triangles ; sa saveur est amère, styptique et caustique ; il n'attire point l'humidité de l'air, et se dissout dans un poids d'eau froide égal au sien. Cette dissolution est incolore, tache la peau en violet, et peut être décomposée, à la température de l'ébullition, par le charbon et par le phosphore, qui s'emparent de l'oxygène de l'oxyde. L'acide chromique et les chromates y font naître un dépôt de chromate d'argent rouge. Le mercure en précipite l'argent sous la forme de petits cristaux brillants, semblables, par leur disposition, aux rameaux et aux feuillages d'un arbre. On connaissait autrefois ce précipité d'argent, qui retient un peu de mercure, sous le nom d'*arbre de Diane*. (*Voyez*, pour la théorie, pag. 641.) Si l'on sépare l'oxyde de la dissolution du nitrate à l'aide de la potasse, de la soude ou de l'eau de chaux, et qu'après l'avoir lavé on en mette deux ou trois grains dans une petite capsule avec la quantité d'*ammoniaque liquide* suffisante pour en faire une bouillie très claire, on obtient au bout de quelques heures, lorsque tout le liquide s'est évaporé, une masse solide, qu'il suffit de chauffer, et même de toucher avec un tube de verre ou la barbe d'une plume, pour faire détoner avec la plus grande violence. Cette masse, composée d'ammoniaque et d'oxyde d'argent, connue sous le nom d'argent *fulminant*, a été découverte par Berthollet ; sa préparation est accompagnée des plus grands dangers lorsqu'on agit sur plusieurs grains, et que l'on cherche à les séparer en plusieurs parties. Nous indique-

rons, en parlant de l'or (pag. 698), la théorie de cette détonation. L'*argent fulminant* est solide, gris, inodore, insoluble dans l'eau, soluble dans l'ammoniaque, et même décomposable par ce liquide : en effet, si on le garde pendant long-temps dans cet alcali, l'oxygène de l'oxyde s'unit à l'hydrogène de l'ammoniaque, et l'argent se précipite sous la forme de cristaux très brillants.

Soumis à l'action du calorique, le nitrate d'argent cristallisé se boursoufle, perd une petite quantité d'eau qui était logée mécaniquement entre les lames des cristaux, fond, et constitue la pierre infernale, que l'on coule dans des moules cylindriques : elle est parfaitement blanche si on l'a coulée dans un tube de verre; elle est, au contraire, grisâtre et même noire, si le moule dont on s'est servi est de cuivre : il paraît que, dans ce cas, elle doit sa couleur à une portion d'oxyde d'argent, ou d'argent très divisé séparé du nitrate par le cuivre, et à une petite quantité de charbon mis à nu par la décomposition du suif avec lequel on graisse la lingotière dans laquelle on coule le sel. Si on chauffe plus fortement le nitrate d'argent desséché, il se décompose; l'argent est mis à nu, et il se dégage du gaz deutoxyde d'azote et du gaz oxygène. Le nitrate d'argent solide, mêlé avec du phosphore, produit une détonation violente lorsqu'il est fortement frappé avec un marteau ; on observe des phénomènes analogues, en substituant le soufre au phosphore. Ce sel il est formé d'un atome d'acide (6,75) et d'un atome d'oxyde (14,75).

Préparation. On fait chauffer légèrement de l'argent pur en grenaille avec de l'acide nitrique pur étendu de son poids d'eau distillée (quatrième procédé); on évapore la dissolution pour la faire cristalliser. *Pierre infernale.* On fait fondre le nitrate d'argent à une douce chaleur dans un creuset d'argent; lorsqu'il est fondu, on le coule dans une lingotière de cuivre que l'on enduit d'un peu de suif : le sel, qui était parfaitement blanc, se colore. (*Voy.* l'his-

toire du *nitrate dargent.*) Si on ne le chauffe pas assez pour le dessécher complétement, il n'est pas aussi caustique qu'il doit être; si on le chauffe trop, il est décomposé, et au lieu de pierre infernale, on obtient de l'*argent.*

Le nitrate d'argent est souvent employé comme réactif pour découvrir l'acide hydro-chlorique et les hydrochlorates. On s'en sert depuis quelque temps en médecine, dans certaines maladies nerveuses, convulsives, etc.; il paraît avoir été utile dans l'épilepsie, la danse de Saint-Guy, les névralgies faciales rebelles, etc.; on le donne à la dose d'un ou de deux grains, associé à quelques extraits narcotiques (1). Administré à forte dose, il détermine l'ulcération des tissus du canal digestif, les symptômes de l'empoisonnement par les corrosifs, et la mort. La pierre infernale est employée pour détruire les cicatrices, pour ronger les chairs fongueuses, etc. Ce caustique est d'autant plus précieux, qu'il n'est pas absorbé, et qu'il borne par conséquent ses effets sur les parties qu'il touche.

M. Proust qui, comme nous l'avons dit, admet deux oxydes d'argent, a établi l'existence d'un *autre nitrate* dans lequel l'oxyde d'argent est moins oxydé, et qu'il obtient en faisant bouillir la dissolution de celui que nous venons d'étudier sur de l'argent métallique; ce nitrate, au *minimum*, serait constamment liquide, et ne pourrait être évaporé sans passer au *maximum.*

Hydrophtorate. Il est solide, incristallisable, déliquescent, très soluble dans l'eau, doué d'une saveur âcre, très styptique, fusible et décomposable par l'acide hydro-chlorique, qui le transforme en chlorure d'argent insoluble. Il

(1) Les matières végétales ramènent l'oxyde d'argent du nitrate, à l'état métallique, même à la température ordinaire, surtout lorsqu'on ajoute de la potasse, de la soude ou de l'ammoniaque (Casaseca).

tache la peau comme le nitrate d'argent. *Préparation.* (*Voy.* § 269.)

Arséniate. Il est pulvérulent, d'un rouge brun, insipide, et insoluble dans l'eau. *Préparation.* (*V.* § 228, 5ᵉ procédé.)

Chromate. Il est insoluble dans l'eau, d'un beau rouge de carmin, qui passe au pourpre par son exposition à la lumière; chauffé au chalumeau, il verdit, se décompose, et l'argent est mis à nu. *Préparation.* (*Voy.* § 228.)

Des métaux de la sixième classe.

474. Ces métaux, au nombre de cinq, savoir : l'or, le platine, le palladium, le rhodium et l'iridium, ne peuvent opérer la décomposition de l'eau, ni absorber l'oxygène à aucune température. Les acides sulfurique ou nitrique n'ont point d'action sur eux. L'eau régale peut, au contraire, les dissoudre tous, excepté le dernier.

Des oxydes de la sixième classe.

475. Ces oxydes sont solides, d'une couleur variable, décomposables au-dessous de la chaleur rouge, en oxygène et en métal, solubles dans l'acide hydro-chlorique, sans action sur le sirop de violettes, et insolubles dans l'eau.

Des sels de la sixième classe.

476. La difficulté que l'on éprouve à combiner ces oxydes avec les divers acides fait que les sels de cette classe sont peu nombreux; ceux qui sont solubles dans l'eau précipitent par la potasse à chaud ou à froid : excepté ceux de palladium et de platine, aucun n'est précipité par l'hydrocyanate ferruré de potasse (prussiate). Les hydrosulfates solubles les précipitent tous.

De l'or.

On ne trouve l'or qu'à l'état natif, ou combiné avec un peu d'argent, de cuivre et de fer; il existe en Transylvanie, en Sibérie, à Kordofan en Afrique, près du Sénégal, vis-à-vis Madagascar, mais principalement au Pérou, au Mexique, au Brésil, etc. Il est sous la forme de grains, de filaments ou de cristaux, et ne se rencontre guère que dans les terrains d'alluvion et le lit des rivières.

477. L'or est un métal solide, peu dur, d'une couleur jaune très brillante; il est extrêmement ductile et malléable; on le réduit en feuilles si minces, qu'une once d'or suffit pour couvrir un fil d'argent de 444 lieues; sa ténacité est très grande; sa pesanteur spécifique est de 19,257.

Soumis à l'action du *calorique*, l'or entre en fusion à 32° du pyromètre de Wedgwood; si on le laisse refroidir lentement, on peut l'obtenir cristallisé en pyramides quadrangulaires; si, au contraire, on continue à le chauffer, il se volatilise, comme le prouvent les expériences de Macquer et de M. Clarke. Le gaz *oxygène*, l'*air*, l'*hydrogène*, le *bore*, le *carbone*, le *soufre* et l'*azote* sont sans action sur lui; il en est de même du *soufre*, avec lequel on peut cependant combiner l'or par des moyens indirects. (Voyez *action de l'acide hydro-sulfurique sur l'hydrochlorate d'or*, p. 698.) Le *phosphore* s'unit à l'or à l'aide de la chaleur, et donne un phosphure brillant, jaune, fragile, qui, étant chauffé avec du gaz oxygène ou de l'air, se transforme en acide phosphorique et en or métallique; il est formé de 96 parties d'or et de 4 parties de phosphore. L'*iode* n'agit point sensiblement sur l'or: toutefois il existe un iodure d'or pulvérulent, d'un jaune verdâtre obtenu pour la première fois par M. Pelletier, en faisant bouillir de l'or très-divisé avec de l'acide hydriodique mêlé d'un peu d'acide nitrique. Le *chlore* dissous dans l'eau

oxyde l'or, le dissout et forme un l'hydrochlorate, pourvu que le métal soit assez divisé; d'où il suit que l'eau est décomposée; l'oxygène s'unit avec l'or tandis que l'hydrogène se combine avec le chlore. Aucun des *acides* formés par l'oxygène n'attaque l'or; il en est de même de l'acide *hydro-phtorique*. L'acide *hydro-chlorique* liquide et pur dissout facilement les feuilles d'or battu, suivant M. Proust; nous avons souvent répété cette expérience, et nous ne sommes parvenus qu'à en dissoudre des atomes.

L'*eau régale*, préparée avec 8 parties d'acide hydrochlorique liquide à 22°, et 2 parties d'acide nitrique à 40°, peut dissoudre une partie et neuf dixièmes d'or à l'aide d'une légère chaleur; il se dégage du gaz nitreux (deutoxyde d'azote), et l'on obtient de l'hydrochlorate d'or. Avant d'expliquer ce qui se passe dans cette opération, nous devons rappeler que l'eau régale dont on se sert est composée de beaucoup d'acide hydro-chlorique, d'une petite quantité d'acide nitrique et d'acide nitreux, d'un peu de chlore et d'eau (*voy.* § 171); l'or s'empare de l'oxygène de l'acide nitrique et de l'acide nitreux, passe à l'état d'oxyde, et se dissout dans l'acide hydro-chlorique : il est évident que le gaz nitreux provenant de la décomposition des acides nitrique et nitreux doit se dégager.

L'or peut s'allier avec un très grand nombre de métaux.

1° *Alliage de neuf parties d'or et d'une partie de cuivre.* Il est employé a faire la monnaie d'or; les divers instruments et ustensiles d'or sont aussi formés par ces deux métaux, mais dans d'autres proportions. Ces divers alliages contiennent en outre un peu d'argent qui se trouve naturellement combiné avec l'or; il suit de là que, pour en faire l'*essai*, il faut déterminer, 1° la quantité de cuivre qui entre dans leur composition au moyen du plomb, comme nous l'avons dit à l'article *Argent;* 2° celle d'argent et d'or : pour cela, on prend une partie de l'alliage privé de cuivre, et on la fait fondre avec 3 parties d'argent; on lamine le

produit et on le chauffe avec l'acide nitrique, qui oxyde et dissout l'argent sans attaquer l'or. Si on traitait l'alliage par l'acide, sans avoir ajouté de l'argent, il n'y aurait d'attaquées que les portions de ce métal qui seraient à la surface. 2° *Alliage de onze parties d'or et d'une partie de plomb.* Il est d'un jaune pâle, aussi fragile que le verre, plus dur et plus fusible que l'or. Il paraît qu'il suffit d'allier avec l'or $\frac{1}{1920}$ de son poids de plomb pour le rendre cassant; il en est de même de l'*antimoine*. 3° *Amalgame d'or fait avec une partie d'or et huit parties de mercure.* Il est mou, soluble dans le mercure, et sert à dorer le cuivre et l'argent : pour cela, on l'applique sur le morceau que l'on veut dorer, et on chauffe pour volatiliser le mercure; on frotte sous l'eau la pièce ainsi dorée, puis on la polit : on donne le nom de *vermeil* à l'argent doré par ce procédé. 4° *Alliage d'or et d'argent.* On le trouve dans la nature; il est solide, blanc ou vert, suivant les proportions d'argent ou d'or. Il est plus fusible que ce métal. L'or vert est formé de 708 parties d'or et de 292 parties d'argent.

Lorsqu'on fait fondre dans un creuset parties égales de potasse ou de soude et de soufre avec $\frac{1}{8}$ de feuilles d'or, on obtient une masse soluble dans l'eau qui contient le métal. Les *usages* de l'or sont les mêmes que ceux de l'argent.

Poids d'un atome d'or. En supposant le protoxyde d'or composé de 100 parties d'or et de 4,02 d'oxygène, et en le regardant comme un composé d'un atome de chacun de ces corps, le poids d'un atome d'or sera de 24,875.

Extraction. — Exploitation de l'or mêlé avec du sable ou avec une gangue. Lorsque la mine est réduite en poudre, on la lave sur des planches inclinées : l'or, beaucoup plus pesant, reste, tandis que les parties terreuses sont entraînées; on l'amalgame avec du mercure pour le séparer d'un peu de sable, et on distille l'amalgame pour en volatiliser le mercure.

Exploitation des sulfures aurifères. 1° On les grille suffisamment pour en séparer le soufre, et on les fait fondre avec du plomb d'œuvre; puis on soumet l'alliage à la coupellation : cependant, l'or que l'on obtient peut contenir du fer, de l'étain et de l'argent. On en sépare le fer et l'étain en le faisant fondre avec du nitre, qui oxyde ces deux métaux sans altérer l'or ni l'argent. Nous dirons tout à l'heure comment on le prive de ce dernier métal. 2° *Procédé d'amalgamation.* Si le sulfure est riche en or, on le traite directement par le mercure, et on distille l'amalgame; s'il n'en renferme que très peu, on est obligé de le griller avant de l'amalgamer avec le mercure.

Si l'or obtenu par l'un ou l'autre de ces procédés contient de l'argent, on doit l'en priver : supposons qu'il en renferme 3 parties sur 4, on le fait bouillir pendant demi-heure avec un poids égal au sien d'acide nitrique à 25°; on décante et on traite le résidu par une égale quantité du même acide; il se forme du nitrate d'argent soluble, tandis que l'or n'est pas attaqué; mais comme tout l'argent peut ne pas avoir été dissous, on fait encore bouillir l'or avec le double de son poids d'acide sulfurique concentré, qui enlève les dernières portions d'argent; ensuite on précipite l'argent du nitrate et du sulfate, en le chauffant avec des lames de cuivre, et en ayant la précaution de décomposer le sulfate acide dans des vases de plomb : le nitrate peut être chauffé dans des vases de bois.

Si l'or ne contient pas les $\frac{3}{4}$ de son poids d'argent, on est obligé, avant de le traiter par l'acide nitrique, de le fondre avec assez d'argent pour que les proportions du mélange soient dans ce rapport : sans cela l'argent ne serait pas entièrement dissous.

Des oxydes d'or.

478. Plusieurs chimistes admettent deux oxydes d'or : le protoxyde est sous la forme d'une poudre verte formée de 100 parties de métal et de 4,02 d'oxygène : on l'obtient en décomposant le proto-chlorure d'or par la potasse. Le *deutoxyde* est un produit de l'art; il est brun, soluble dans l'acide nitrique concentré, d'où il peut être entièrement précipité par l'eau, insoluble ou presque insoluble dans l'acide sulfurique, décomposable par la lumière en or et en oxygène, susceptible de se combiner avec les alcalis et avec d'autres oxydes métalliques, et sans usages. Il paraît formé de 100 parties d'or et de 12 parties d'oxygène (1). On l'obtient en décomposant l'hydrochlorate d'or par l'eau de baryte, à l'aide de la chaleur. Quelques chimistes pensent que la matière violette qui se forme en faisant passer une forte décharge électrique à travers un fil d'or est encore un oxyde de ce métal.

Des sels d'or.

On ne connaît réellement qu'un sel d'or, l'hydrochlorate; car le nitrate et le sulfate préparés avec l'oxyde d'or et les acides nitrique et sulfurique concentrés, ne contiennent que très peu d'oxyde en dissolution, et il suffit d'y ajouter de l'eau pour le précipiter en entier.

479. *Hydrochlorate d'or.* Il cristallise en prismes quadrangulaires aiguillés, ou en octaèdres tronqués, d'un jaune foncé, qui se liquéfient en été; ils sont doués d'une saveur styptique très astringente et désagréable, et se dé-

(1) Suivant M. Pelletier, 100 parties d'or seraient unies à 3,3495 d'oxygène dans le protoxyde, et à 10,03 dans le deutoxyde.

composent par le calorique en acide hydro-chlorique, en oxygène et en or; ils attirent fortement l'humidité de l'air, et se dissolvent très bien dans l'eau. Le *solutum*, d'une couleur jaune plus ou moins foncée, suivant son degré de concentration, rougit l'*infusum* de tournesol et colore l'épiderme de presque toutes les substances végétales et animales en pourpre foncé : cette couleur est indélébile. Il peut être décomposé par un très grand nombre de corps simples ou composés, avides d'oxygène, qui s'emparent de celui qui est combiné avec l'or et précipitent le métal.

1° Si l'on met un cylindre de phosphore dans ce *solutum* étendu, et qu'on renouvelle celui-ci à mesure qu'il se décolore, on pourra, au bout de quelque temps, en mettant le cylindre dans de l'eau bouillante, fondre le phosphore qui était en excès, et obtenir un canon d'or pourpre susceptible d'être bruni. 2° Le protosulfate de fer versé dans cette dissolution la précipite tout à coup en brun, et on voit paraître à la surface du liquide des pellicules d'or excessivement minces; le précipité formé par l'or métallique en prend tout l'éclat par le frottement; le sel de fer passe à l'état de deuto ou de tritosulfate. 3° L'éther et les huiles volatiles (substances avides d'oxygène) commencent par s'unir avec cette dissolution; mais au bout de quelque temps, l'or se précipite en lames, en écailles ou en feuillets brillants. 4° Le proto-hydrochlorate d'étain concentré, versé dans cette dissolution également concentrée, y fait naître un précipité brun composé d'or métallique. Si les dissolutions sont étendues, le précipité sera pourpre, et formé, d'après les expériences de MM. Proust et Oberkampf, d'or métallique et d'oxyde d'étain. Ce précipité est désigné sous le nom de *pourpre de Cassius*; sa couleur est d'autant plus rosée, que l'on a employé plus d'hydrochlorate d'or, et d'autant plus violette, qu'il y a plus de sel d'étain; il paraît d'ailleurs que la nuance est plus éclatante, lorsque le proto-hydrochlorate d'étain a été étendu d'un peu d'acide

nitrique affaibli. 5° Le gaz hydrogène et les acides phosphoreux et hypo-phosphoreux, tels qu'ils sont obtenus dans les laboratoires, décomposent également la dissolution d'or.

La potasse, la soude, la baryte, la strontiane et la chaux, versées en petite quantité dans l'hydrochlorate d'or peu acide, en précipitent un sous-hydrochlorate jaune, tandis qu'elles en séparent de l'oxyde brun si on les emploie en excès, et que l'on chauffe la liqueur. Si l'hydrochlorate est très acide, il se forme des sels doubles solubles, et il n'y a point de précipité (1); cependant, suivant Figuier, la potasse précipite cette dissolution à froid au bout d'un certain temps, même lorsqu'elle est très acide. L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates y font naître un dépôt chocolat foncé, qui est du sulfure d'or. L'hydrocyanate ferruré de potasse ne la précipite point; toutefois la liqueur verdit, et laisse déposer au bout d'un certain temps du bleu de Prusse, provenant de l'hydrocyanate ferruré. L'ammoniaque en sépare des flocons jaunes-rougeâtres, lorsqu'on l'emploie en petite quantité; un excès du réactif change cette couleur en jaune-serin : les flocons ainsi obtenus, lavés et séchés à une douce chaleur, constituent l'or fulminant, qui est composé d'oxyde d'or et d'ammoniaque. *L'or fulminant* est solide, jaune, insipide, inodore, décomposable par la chaleur, par les rayons lumineux concentrés au moyen d'une lentille, par un frottement subit et vif; cette décomposition est accompagnée d'une forte détonation, et il se produit de l'eau, du gaz azote, tandis que l'or passe à l'état métallique. On voit donc que l'oxygène de l'oxyde d'or se combine avec l'hydrogène de l'ammoniaque pour

(1) M. Pelletier n'admet point l'existence des sels doubles dont nous parlons; il les considère comme de simples mélanges.

former de l'eau ; l'azote provenant de la décomposition de l'ammoniaque est mis à nu et l'or revivifié. La détonation dépend évidemment de la production instantanée de l'eau qui se transforme en vapeur, et de l'azote qui devient gazeux. Le soufre et le gaz acide hydro-sulfurique réduisent l'or fulminant en lui enlevant son oxygène. Il est formé, suivant Proust, de 73 parties d'or, de 8 parties d'oxygène et de 19 parties d'ammoniaque.

On emploie l'hydrochlorate d'or dans les arts, pour préparer le pourpre de Cassius et l'or métallique très divisé : on se sert de celui-ci pour dorer la porcelaine, et du pourpre de Cassius pour la colorer en rose ou en violet.

Les préparations d'or, employées autrefois par plusieurs praticiens, étaient bannies depuis long-temps, lorsque M. Chrestien proposa de les introduire de nouveau dans la pratique de la médecine. L'hydrochlorate et l'oxyde d'or ont été administrés comme anti-syphilitiques, et paraissent avoir réussi dans quelques circonstances où les préparations mercurielles avaient échoué ; on les emploie ordinairement en frictions sur la langue, à la dose d'un douzième de grain, unis à quelque poudre végétale inerte ; administrés à plus forte dose et de la même manière, ils excitent puissamment le système artériel, et donnent lieu à des accidents fâcheux.

Préparation. On met l'or en lames minces dans une dissolution de chlore ou dans l'eau régale, et on fait évaporer la liqueur.

Du platine.

Le platine se rencontre dans plusieurs parties des Indes occidentales, principalement à Choco, à Barbacoas, à Saint-Domingue, au Brésil, etc. Il est sous la forme de petits grains aplatis ; contenant, outre le platine, un très grand nombre de métaux, du soufre, de la silice, etc., quelquefois cependant, on le trouve sous forme de masses

du poids d'une livre ou d'une livre et demie. M. Vauquelin l'a découvert aussi dans la mine d'argent de Guadalcanal, en Espagne.

480. Il est solide, très brillant, d'une couleur presque aussi belle que celle de l'argent, très ductile et très malléable; il a beaucoup de ténacité; sa dureté est assez considérable, surtout quand il a été mal préparé et qu'il retient de l'iridium; sa pesanteur spécifique est de 20,98 lorsqu'il n'a pas été forgé. Il est moins bon conducteur du calorique que l'argent, le cuivre, etc.

Il ne peut être *fondu* qu'au moyen du feu alimenté par le gaz oxygène, ou à l'aide du chalumeau de Brook. Dans aucune de ces circonstances il ne s'oxyde; d'où il suit que l'*air* et le gaz *oxygène* sont sans action sur lui; il en est de même du gaz *hydrogène*, si toutefois l'on en excepte ce qui a été dit § 65. Le *bore* ne s'unit pas directement avec le platine : mais si l'on fait un mélange de charbon, d'acide borique et de platine très divisé, épaissi par de l'huile grasse, et qu'on le fasse chauffer fortement dans un creuset brasqué, on obtient du *borure* de platine solide, fragile, insipide, inodore et fusible (Descotils) : il est donc évident que l'acide borique cède son oxygène au charbon, qui se transforme en gaz oxyde de carbone. Si on soumet pendant quelques heures à l'action d'un feu très violent un mélange de *charbon* et de platine, le métal fond, et augmente de poids; son aspect est blanc-grisâtre; il se lime difficilement, et ne pèse plus que 20,5. D'après M. Boussingault, le platine, dans cette expérience, aurait décomposé la silice contenue dans le charbon pour s'unir au *silicium*, en sorte que la masse fondue serait un alliage de platine et de silicium. *Descotils* avait déjà remarqué que le charbon diminuait la densité du platine, et le rendait plus fusible. Le *phosphore* s'unit directement au platine à l'aide de la chaleur, et donne un protophosphure composé de 100 parties de métal et de 21,21 de phosphore;

il est solide, très dur, d'un blanc d'acier, plus fusible que le platine, et susceptible de se transformer en acide phosphorique, et en platine lorsqu'il est chauffé à l'air ou dans le gaz oxygène. Le *perphosphure* de platine est d'un gris de fer, avec un léger éclat métallique; il est composé de 100 parties de platine et de 42,85 de phosphore. On l'obtient en décomposant l'hydrochlorate ammoniaco de platine par les deux tiers de son poids de phosphore. Le *soufre* peut s'unir directement avec ce métal, d'après les expériences de M. E. Davy; il se forme une masse d'un gris bleuâtre qui contient 19,04 de soufre sur 100 de platine. Si l'on fait fondre dans un creuset de platine du sulfure de potassium (foie de soufre), on remarque qu'il se produit, au bout d'un certain temps, une matière noirâtre; si on met le mélange dans l'eau, il se précipite des aiguilles noires, brillantes, que M. Vauquelin regarde comme du sulfure de platine: en effet, lorsqu'on les chauffe à l'air, il se dégage du gaz acide sulfureux, et le platine est mis à nu; la dissolution du sulfure de potassium dans l'eau obtenue par ce moyen contient aussi du platine. Il existe encore deux autres sulfures de platine: l'un contient 28,21 de soufre, et l'autre en renferme 38,8. Les *acides simples* n'exercent aucune action sur ce métal. L'*eau régale* le dissout, et agit sur lui comme sur l'or, avec cette différence, qu'elle agit très bien sur ce dernier métal lorsqu'elle ne marque que 10 ou 11 degrés à l'aréomètre, tandis qu'elle n'exerce aucune action sur le platine, à moins d'être à 15 ou 16 degrés; sa dissolution est un hydrochlorate.

Le platine peut s'allier avec presque tous les métaux et avec l'acier. Uni avec dix fois son poids d'*arsenic*, il donne un produit blanchâtre, très fragile, fusible un peu au-dessus de la chaleur rouge; chauffé avec le contact de l'air, cet alliage se décompose; l'arsenic se volatilise à l'état d'acide arsénieux, et le platine reste. Jeannety a mis cette propriété à profit pour extraire le platine de sa mine; mais

le métal ainsi obtenu n'est jamais complétement débarrassé des matières étrangères. Chauffé fortement avec l'*or*, il donne un alliage plus fusible que lui, sans action sur l'air ou sur le gaz oxygène, et attaquable par l'acide nitrique, phénomène d'autant plus extraordinaire, qu'aucun des deux métaux n'a d'action sur cet acide : cet alliage est encore remarquable en ce qu'il a la même couleur que le platine, lors même qu'il est composé d'une partie de ce métal et de 11 parties d'or.

La potasse, la soude ou le nitrate de potasse, fondus dans un creuset de platine, l'attaquent, et il se forme une poudre noire qui, mise en contact avec l'acide hydro-chlorique, se transforme sur-le-champ en hydrochlorate de platine et de potasse, ou de soude. La facilité avec laquelle ces substances, le phosphore et le foie de soufre, agissent sur ce métal, diminue singulièrement les avantages que l'on avait cru d'abord retirer des creusets de platine pour les opérations chimiques.

Le platine est employé pour préparer des cornues, des creusets, des capsules, et divers ustensiles de cuisine : il serait à souhaiter qu'on pût l'obtenir avec assez d'économie pour que son usage devînt plus général, car il est le moins fusible et le moins altérable de tous les métaux connus; on commence à s'en servir pour faire des chaudières avec lesquelles on concentre l'acide sulfurique en grand; on est même parvenu, dans ces derniers temps, à l'aide d'un procédé qui reste secret, à souder deux bouts de platine sans addition d'aucun autre métal, ce qui peut devenir d'une très grande utilité pour réparer les vases de ce métal qui ont été perforés.

Extraction. La mine de platine renferme, du *platine*, du *rhodium*, du *palladium*, du cuivre, du plomb, du mercure, du fer, du soufre, de l'*osmium*, de l'*iridium*, du chrome, du titane, de l'alumine et du sable. On la traite par cinq ou six fois son poids d'un mélange fait avec 3 parties d'acide

hydro-chlorique et une partie d'acide nitrique (eau régale); on obtient une dissolution brune-jaunâtre, que l'on décante; on fait bouillir la mine à plusieurs reprises avec une nouvelle quantité d'eau régale, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'action: dans cette expérience, le soufre est acidifié, tous les métaux sont oxydés, excepté une grande partie de l'iridium et de l'osmium: plusieurs de ces oxydes sont dissous; il reste au fond de la cornue une poudre. La dissolution *A* renferme des sels de platine, de rhodium, de palladium, de cuivre, de plomb, de mercure, de fer, d'un peu d'iridium et d'osmium; elle contient en outre de l'acide sulfurique. Le résidu noir pulvérulent *B* est formé d'iridium, d'osmium, de sable, d'un peu d'alumine, d'oxyde de fer, d'oxyde de chrôme et d'oxyde de titane: ces trois derniers sont unis entre eux, et ne se dissolvent pas dans l'eau régale. Enfin, le liquide *C*, condensé dans le récipient, renferme, d'après les expériences de M. Laugier, beaucoup d'acide et une certaine quantité d'*osmium*.

Examen du résidu B. On le chauffe dans une cornue avec deux fois son poids de nitrate de potasse. Lorsque celui-ci est entièrement décomposé, le résidu se trouve formé de potasse, d'acide chromique, d'oxyde d'osmium, d'oxyde d'iridium, d'oxyde de fer et d'oxyde de titane, de silice, et d'un peu d'alumine; on le traite par de l'eau tiède, et l'on obtient (1) une dissolution *D*, formée de potasse, d'acide chromique, d'oxyde d'osmium, d'un peu d'oxyde d'iridium, d'oxyde de titane, d'oxyde de fer, d'alumine et de silice, et un résidu *R* composé d'oxyde de fer, d'oxyde de titane, d'oxyde d'iridium, et d'un peu de silice.

On verse dans la disolution *D* assez d'acide nitrique

(1) Une portion d'oxyde d'osmium s'est volatilisée et condensée dans le récipient.

pour saturer la potasse, et l'on en précipite des flocons verts qui sont formés par l'oxyde d'*iridium*, l'oxyde de titane, l'oxyde de fer, l'alumine, la silice, et quelquefois par un peu d'oxyde de chrome. La liqueur jaune contient du chromate et du nitrate de potasse, et de l'oxyde d'osmium; on la filtre; on en sature l'excès de potasse par un peu d'acide nitrique et on la distille: par ce moyen, l'oxyde d'*osmium* se volatilise avec l'eau, et peut être recueilli dans un récipient entouré de glace; on le mêle avec un peu d'acide hydro-chlorique, et on en sépare l'*osmium* au moyen d'une lame de zinc, qui s'empare de l'oxygène de l'oxyde d'osmium; on lave le métal et on le fait fondre. Pour obtenir l'*iridium*, on met en contact, pendant plusieurs jours, le résidu *R* avec un excès d'acide hydro-chlorique étendu de la moitié de son poids d'eau, et l'on obtient une liqueur d'un vert foncé *L*, et un résidu bleuâtre *T*. Ce résidu, traité à plusieurs reprises par le nitrate de potasse, finit par se dissoudre entièrement dans l'acide hydro-chlorique froid, ce qui augmente la quantité de liqueur verte *L*. Cette liqueur est composée d'hydrochlorate de fer, de titane et d'*iridium*. On la fait bouillir pendant long-temps avec de l'acide nitrique; on l'étend de beaucoup d'eau, et on la neutralise par l'ammoniaque; alors on la fait bouillir, et l'on obtient un précipité d'oxyde de titane et d'un peu d'oxyde de fer; on lave bien le précipité, on rapproche les liqueurs par l'évaporation, et on les traite par une dissolution d'hydrochlorate d'ammoniaque, qui y forme un précipité noir cristallin d'hydrochlorate d'ammoniaque et d'iridium, qu'il suffit de laver et de calciner pour en avoir l'*iridium* pur, car l'hydrochlorate d'ammoniaque se dégage avec l'oxygène et l'acide hydro-chlorique qui étaient combinés avec le métal. La liqueur alors contient de l'hydrochlorate de fer, de titane, et une certaine quantité d'hydrochlorate d'*iridium* qui n'a pas été entièrement précipité; on l'étend de beaucoup d'eau; on

y verse de l'ammoniaque, et l'on en sépare sur-le-champ les oxydes de fer et de titane; on la filtre, et, par l'évaporation, on obtient les hydrochlorates d'ammoniaque, et d'iridium, que l'on calcine pour avoir une nouvelle portion d'*iridium*.

La dissolution *A*, contenant le platine, le palladium, le rhodium et plusieurs autres métaux (p. 703), doit être évaporée et concentrée pour en chasser l'excès d'acide; on l'étend de dix fois son poids d'eau, et l'on y verse un excès de dissolution concentrée d'hydrochlorate d'ammoniaque : il se produit sur-le-champ un précipité jaune d'hydrochlorate d'ammoniaque et de platine, que l'on lave et que l'on chauffe jusqu'au rouge, pour en volatiliser le sel ammoniac, l'acide hydro-chlorique et l'oxygène, et l'on obtient le *platine* sous la forme d'une masse spongieuse. Il suffit d'allier cette masse avec $\frac{1}{8}$ d'arsenic, et de la chauffer ensuite graduellement jusqu'au rouge blanc, avec le contact de l'air, pour avoir le platine en lingots; l'arsenic que l'on a employé pour rendre le platine fusible passe à l'état d'oxyde et se volatilise.

La dissolution *A*, dont on a séparé le platine, renferme beaucoup de métaux, parmi lesquels se trouvent le *palladium* et le *rhodium*, et même une certaine quantité de *platine*. On y plonge des lames de fer, et l'on obtient un précipité noir, composé de fer, de cuivre, de plomb, de mercure, de palladium, d'iridium, de rhodium, d'osmium et de platine : ces cinq derniers métaux paraissent être combinés et oxydés. On la traite à froid par l'acide nitrique, qui dissout du fer, du cuivre, du plomb, du mercure et un peu de palladium; le résidu est mis en contact avec l'acide hydro-chlorique à la température ordinaire, qui dissout beaucoup de fer, du cuivre, un peu de palladium, de platine et de rhodium; on recommence le traitement par l'acide nitrique et par l'acide hydro-chlorique, jusqu'à ce

qu'il n'y ait plus d'action; le résidu contient la majeure partie du rhodium et du palladium, du platine, de l'iridium, du chlorure de mercure, du mercure, du chlorure de cuivre, du fer et du cuivre. On le lave, et on le fait dessécher fortement; il se volatilise du mercure, du chlorure de cuivre, du chlorure de mercure, et peut-être un peu d'oxyde d'osmium; on le fait chauffer à deux reprises différentes avec de l'eau régale concentrée, qui en dissout la majeure partie : la portion non dissoute contient beaucoup d'*iridium*.

La liqueur obtenue avec l'eau régale, qui renferme du platine, du rhodium, du palladium, de l'iridium, du fer et du cuivre, est évaporée jusqu'à consistance de sirop, étendue de dix fois son poids d'eau, et précipitée par une dissolution concentrée d'hydrochlorate d'ammoniaque afin d'en précipiter du *platine* à l'état d'hydrochlorate double; on la filtre, et on l'évapore de nouveau presque jusqu'à siccité; on l'étend d'eau, et il se sépare encore une portion du même sel, coloré en rouge-grenade par un peu d'hydrochlorate d'iridium. Cette liqueur, privée de tout le platine, est rendue acide par un peu d'acide hydro-chlorique; alors on la sature par l'ammoniaque, et l'on voit paraître un précipité cristallin, brillant, d'un beau rose, formé par le sous-hydrochlorate de *palladium*, qu'il suffit de laver et de calciner pour en extraire le métal.

La dissolution ainsi précipitée, et qui contient encore le rhodium et les autres métaux dont nous avons parlé, est évaporée jusqu'à ce qu'elle puisse cristalliser par le refroidissement; on égoutte les cristaux, et on les traite à plusieurs reprises par l'alcool à 36°, qui dissout les hydrochlorates de fer, de cuivre et de palladium non séparés, et il reste une poudre rouge qui est de l'hydrochlorate de rhodium ammoniacal; on le dissout dans une petite quantité d'eau et d'acide hydro-chlorique, pour le séparer d'un peu d'hydrochlorate d'ammoniaque et de platine qu'il peu

contenir; on fait évaporer la dissolution, et on la chauffe jusqu'au rouge pour avoir le *rhodium*. Le procédé dont nous venons d'exposer les détails appartient à M. Vauquelin. Il en existe un autre de M. Wollaston, à l'aide duquel on peut aussi se procurer très bien ces divers métaux : il diffère beaucoup du précédent. (Voy. *Ann. de Chimie.*)

La liqueur *C* condensée dans le récipient renferme beaucoup d'acide et de l'oxyde d'osmium; on sature l'acide par un lait de chaux, et on soumet le mélange à distillation : l'oxyde d'*osmium* se volatilise (M. Laugier).

Des oxydes de platine.

481. MM. Chenevix et Berzélius admettent deux oxydes de platine : suivant ce dernier chimiste, le protoxyde est noir et composé de cent parties de platine et de 8,287 d'oxygène, tandis que le deutoxyde est jaune-orangé, et composé de 100 parties de métal et de 16,38 d'oxygène. On a fort peu étudié ces produits.

Préparation. Le *protoxyde* et le *deutoxyde de platine* peuvent être obtenus, d'après M. Berzélius, le premier en traitant le sous-hydrochlorate de protoxyde de platine par un grand excès de potasse ou de soude, et le deutoxyde en décomposant le deutosulfate de platine par le sous-carbonate de potasse, et en ne recueillant que le premier précipité, car celui qui se forme en dernier lieu est un sulfate à base de potasse et de platine.

Des sels formés par le deutoxyde de platine.

482. On ne connaît guère que l'hydrochlorate de platine, et les sels doubles qu'il forme avec la potasse, la soude et l'ammoniaque. Cependant on sait qu'il existe un *sulfate de platine* jaune-orangé, et un *nitrate* de la même couleur, très soluble dans l'eau et très acide.

Hydrochlorate. Il est le produit de l'art; on peut l'obtenir

en cristaux bruns : mais, le plus ordinairement, il est sous la forme d'un liquide jaune lorsqu'il est affaibli, et brun quand il est concentré; il est rouge s'il contient de l'hydrochlorate d'iridium; sa saveur est styptique et désagréable; il rougit l'*infusum* de tournesol; il attire l'humidité de l'air, et se dissout très bien dans l'eau. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se décompose, et fournit du chlore et du gaz hydro-chlorique : le métal est mis à nu. L'*hydrocyanate ferruré de potasse* précipite sa dissolution en jaune-serin. Le sulfate de protoxyde de fer ne le trouble point. L'hydrochlorate de protoxyde d'étain lui donne une couleur rouge, et y fait naître un précipité d'un rouge foncé, lors même que les dissolutions sont très étendues; le deuto-hydrochlorate d'étain ne l'altère en aucune manière. L'acide hydro-sulfurique n'agit point sur elle : les *hydrosulfates* la précipitent en noir; on ignore quelle est la nature du dépôt. L'*infusion de noix de galle* y occasione un précipité d'un vert foncé qui devient plus clair par son exposition à l'air. La soude et les sels de soude ne la troublent point, mais forment avec elle un hydrochlorate double, soluble dans l'eau. La potasse, les sels de potasse, l'ammoniaque et les sels ammoniacaux la précipitent en jaune-serin, pourvu que les dissolutions ne soient pas très affaiblies; le précipité est un sel double de platine et de potasse ou d'ammoniaque. L'hydrochlorate de platine est souvent employé comme réactif pour distinguer la soude et les sels de soude de la potasse et des sels de potasse. *Préparation.* On l'obtient en dissolvant dans l'eau régale le platine purifié.

Hydrochlorate de platine et de soude. Il est le produit de l'art : il cristallise en prismes aplatis, souvent très longs, d'une couleur jaune-orangée, et quelquefois rouge. Il est très soluble dans l'eau; l'ammoniaque le décompose, et y fait naître un précipité jaune-serin d'hydrochlorate de platine et d'ammoniaque. Il est sans usages.

Hydrochlorate de platine et de potasse. Il est le produit

de l'art, d'un jaune-serin, peu soluble dans l'eau, décomposable au feu et sans usages.

Hydrochlorate de platine et d'ammoniaque. Comme le précédent, il est d'un jaune-serin : on peut l'obtenir cristallisé, et alors il est rougeâtre; chauffé dans un creuset, il se décompose; l'hydrochlorate d'ammoniaque se dégage, on obtient du chlore et de l'eau qui se volatilisent, et il reste du platine sous la forme d'une masse poreuse que l'on appelle *mousse*, et qu'il suffit de frotter sur un corps dur pour rendre brillant; si on le fait rougir à plusieurs reprises, et qu'on le comprime à l'aide d'un balancier, on obtient le platine en lames.

Du palladium.

Le palladium se trouve, 1° dans la mine de platine, où il est combiné avec une multitude d'autres métaux; 2° uni à une petite quantité d'iridium, sous la forme de petites fibres divergentes, dans les mines de platine du Brésil qui accompagne l'or natif en grains.

483. Le palladium est solide, d'une couleur semblable à celle du platine, excepté qu'elle est d'un blanc plus mat; il est malléable et ductile; sa pesanteur spécifique est de 12, suivant M. Vauquelin. Il ne peut être *fondu* que par un excellent feu de forge, ou par le moyen du gaz oxygène : alors il entre en ébullition, se volatilise et paraît absorber une certaine quantité de gaz oxygène, du moins il se produit des aigrettes lumineuses très éclatantes (Vauquelin). Il peut se combiner avec le *soufre* à l'aide de la chaleur; le sulfure est plus blanc et moins ductile que le métal; il est formé, suivant M. Berzélius, de 100 parties de palladium et de 28,15 de soufre. M. Vauquelin dit que ce sulfure est d'un blanc bleuâtre très dur, facilement fusible, décomposable à l'air, à une température élevée, en acide sulfureux et en palladium; il le croit formé de 100 parties

de métal et de 24 parties de soufre. L'acide *sulfurique* bouilli avec du palladium l'oxyde, le dissout en partie, et acquiert une couleur bleue. L'acide nitrique, et surtout l'acide nitreux, l'attaquent aussi à l'aide de la chaleur, lui cèdent une portion de leur oxygène, et donnent des dissolutions rouges. L'acide hydro-chlorique le dissout également à la chaleur de l'ébullition, et devient d'un beau rouge. Le véritable dissolvant du palladium est l'eau régale, qui le transforme en hydrochlorate. (Voyez *Or.*)

Il peut s'unir à la potasse ou à la soude par la fusion. Mis en contact avec l'ammoniaque liquide pendant quelques jours, il s'oxyde, et la liqueur prend une teinte bleuâtre. Il peut s'allier avec un très grand nombre de métaux et avec l'acier; il a la faculté, comme le platine, de faire disparaître la couleur de l'or; l'alliage de ces deux métaux est très dur et a la couleur du platine; on s'en est servi pour graduer l'instrument circulaire de l'observatoire de Greenwich, construit par M. Troughton : du reste, le palladium est sans usages.

Extraction. (Voyez *Platine.*)

De l'oxyde de palladium.

484. Cet oxyde, séparé de l'hydrochlorate par un alcali, est rouge-brun, suivant M. Vauquelin; il est soluble dans l'acide hydro-chlorique, décomposable par la chaleur, et formé, d'après M. Berzélius, de 100 parties de palladium et de 14,209 d'oxygène. Suivant M. Vauquelin, il perd 20 pour 100 et devient métallique lorsqu'on le chauffe. On l'obtient en décomposant l'hydrochlorate de palladium par la potasse ou par la soude.

Des sels de palladium.

485. Les sels de palladium sont précipités par le sulfate de protoxyde de fer; le palladium est mis à nu. Les hydro-

sulfates solubles et l'acide hydro-sulfurique y font naître un précipité brun foncé qui paraît être du sulfure de palladium. L'hydrochlorate de protoxyde d'étain y occasione sur-le-champ un précipité noir. L'hydrocyanate ferruré de potasse fait naître un précipité olive. Le sulfate, le nitrate et l'hydrochlorate de potasse les précipitent en orangé plus ou moins foncé. Tous les métaux, excepté l'or, l'argent, le platine, le rhodium, l'iridium et l'osmium, en précipitent le palladium à l'état métallique. On n'a guère étudié que l'hydrochlorate de palladium.

Hydrochlorate neutre. Il est fauve, peu soluble dans l'eau; il colore cependant ce liquide en jaune; il se dissout très bien dans un excès d'acide hydro-chlorique, et alors il devient d'un rouge brun. On l'obtient en chauffant l'hydrochlorate acide.

Hydrochlorate acide. Il est d'un rouge brun; il ne cristallise pas régulièrement; évaporé, il perd l'excès d'acide et passe à l'état d'hydrochlorate neutre. Il n'est point précipité par la dissolution étendue d'hydrochlorate d'ammoniaque; mais si les liqueurs sont concentrées, il se produit une grande quantité d'aiguilles cristallines d'un jaune verdâtre, qui sont de l'*hydrochlorate ammoniaco de palladium.* La potasse, chauffée avec l'hydrochlorate acide de palladium, en précipite tout l'oxyde à l'état d'hydrate et sous la forme de flocons d'un rouge brun, qui, par la dessiccation, perdent leur volume et acquièrent une couleur noire très brillante; d'où il suit qu'il est impossible de faire par ce moyen un sel double de palladium et de potasse. Il faut, pour obtenir ce sel, suivant M. Wollaston, verser de l'hydrochlorate de potasse dans l'hydrochlorate acide de palladium. On prépare l'*hydrochlorate acide de palladium* en dissolvant le métal dans l'eau régale.

Hydrochlorate ammoniaco de palladium acide. Il cristallise en prismes quadrilatères ou hexagones, allongés, d'un jaune verdâtre, et solubles dans l'eau. Lorsqu'on sa-

ture l'excès d'acide de cette dissolution par quelques gouttes d'ammoniaque, on obtient du *sous-hydrochlorateammoniaco de palladium* qui se précipite en une masse d'un très beau *rose*, formée d'aiguilles très déliées, flexibles, très brillantes, et très douces au toucher. Chauffé fortement à un feu de forge, ce sous-sel se décompose, donne des vapeurs d'hydrochlorate d'ammoniaque, du chlore et du palladium qui reste. Il est tellement peu soluble, qu'après avoir été plusieurs heures en contact avec l'eau, il lui communique à peine une teinte jaune; il se dissout dans l'acide hydro-chlorique à l'aide de la chaleur, et donne une liqueur d'un brun jaunâtre.

Hydrochlorate de potasse et de palladium. Il cristallise en prismes tétraèdres qui paraissent d'un vert clair lorsqu'on les regarde tranversalement, et qui sont rouges dans le sens de la direction de leur axe; il se dissout dans l'eau, et donne un liquide rouge qui devient rose par l'addition d'une plus grande quantité d'eau; l'ammoniaque le décompose et en précipite du sous-hydrochlorate ammoniaco de palladium d'un très beau rose. Il est insoluble dans l'alcool (Vauquelin).

Hydrochlorate de soude et de palladium. Il est rouge, déliquescent et très soluble dans l'alcool. Aucun de ces sels n'est employé.

Du rhodium.

436. Le rhodium n'a été trouvé jusqu'à présent que dans la mine de platine. Il a une couleur blanche peu différente de celle du palladium; il est fragile et plus difficile à fondre qu'aucun autre métal; sa pesanteur spécifique paraît être de 11 environ. Il n'exerce aucune action sur le gaz oxygène ni sur l'air. On peut obtenir un sulfure de rhodium en faisant chauffer du soufre et de l'hydrochlorate ammoniaco de rhodium; ce sulfure est d'un blanc bleuâtre, fusible et

décomposable, à une température élevée, par l'air ou par le gaz oxygène ; les produits de cette décomposition sont du gaz acide sulfureux et du rhodium ; il est formé, suivant M. Vauquelin, de 74 parties de rhodium et de 26 de soufre. Il est insoluble dans les acides, sans en excepter l'*eau régale :* or, comme le rhodium qui se trouve dans la mine de platine est dissous par l'eau régale, il faut admettre que sa dissolution est due à ce qu'il est allié à d'autres métaux (Vauquelin). Il peut s'unir avec un très grand nombre de substances métalliques et avec l'acier ; lorsqu'il est allié à trois parties de bismuth, de cuivre ou de plomb, il se dissout à merveille dans l'eau régale. Il n'a point d'usages.

Extraction. (Voyez *Platine*).

Oxydes de rhodium.

487. On connaît à peine les divers oxydes de rhodium. M. Berzélius en admet trois composés comme il suit :

	métal.		oxygène.
Protoxyde.	100	+	6,71
Deutoxyde	100	+	13,42
Peroxyde	100	+	20,13

Des sels de rhodium.

Hydrochlorate. Suivant M. Henry, ce sel est rose, soluble dans l'eau et dans l'alcool.

Hydrochlorate ammoniaco de rhodium. Il est grenu, cristallin, tres brillant et très soluble dans l'eau froide ; le *solutum* a une couleur rouge-pourpre, semblable à celle de la cochenille ou du jus de groseille récent ; traité par la potasse, il est décomposé ; il se dégage de l'ammoniaque, et il se forme un précipité rose de sous-hydrochlorate de rhodium et de potasse, soluble à l'aide de la chaleur dans un excès d'alcali. Si l'on fait chauffer l'hydrochlorate

ammoniaco de rhodium, il se dégage de l'hydrochlorate d'ammoniaque, du chlore, et l'on obtient le métal; si, au lieu de le chauffer seul, on l'unit avec le soufre, il se produit du *sulfure de rhodium*.

Hydrochlorate de rhodium et de potasse en excès. Il est sous la forme de cristaux d'un jaune fauve, solubles dans l'eau; lorsqu'on en sature l'excès de potasse par l'acide hydro-chlorique, il se produit un précipité blanc jaunâtre, peu soluble, qui est de l'hydrochlorate de rhodium et de potasse neutre (Vauquelin).

Suivant M. Henry, les sels de rhodium ne sont précipités ni par l'hydrochlorate ni par l'hydrosulfate d'ammoniaque ferruré par l'hydrocyanate, ni de potasse ni par les carbonates alcalins. Les alcalis en séparent, au contraire, un oxyde jaune, soluble dans plusieurs acides. Aucun de ces sels n'est employé.

De l'iridium.

488. Ce métal n'a été trouvé jusqu'à présent que dans la mine de platine. Il est solide, blanc-grisâtre, légèrement ductile, dur, d'une pesanteur spécifique inconnue.

Il est encore moins fusible que le platine; on ne peut pas le combiner directement avec le soufre; il existe cependant un sulfure d'iridium sous forme de poudre noire agglutinée, que l'on obtient en faisant chauffer le soufre avec l'hydrochlorate ammoniaco d'iridium. Les acides simples sont sans action sur ce métal. Il n'est que très difficilement attaqué par l'eau régale. Il décompose le nitrate de potasse à une température élevée, s'oxyde et donne une poudre noire formée de potasse et d'oxyde d'iridium. Chauffé avec le contact de l'air et de la potasse, il s'oxyde également, se combine avec l'alcali et lui communique une couleur noire; la masse qui en résulte, mise dans l'eau, s'y dissout en partie; le *solutum* est bleu et contient du protoxyde d'iri-

dium ; quelquefois aussi il est purpurin : il renferme alors un peu de deutoxyde. Il peut s'unir avec le plomb, le cuivre, l'étain, l'acier, etc., et donner des alliages. L'iridium n'a point d'usages.

Extraction. (Voyez *Platine*).

Des oxydes d'iridium.

489. M. Vauquelin croit devoir admettre deux oxydes d'iridium, le *protoxyde*, qui forme avec les acides des sels bleus, tandis que le *deutoxyde* donne des dissolutions rouges.

Des sels formés par le protoxyde d'iridium.

490. Ces sels ne sont jamais simples, d'après M. Vauquelin; ils contiennent toujours un excès d'alcali ; ils sont tous solubles dans l'eau ; ils ont une couleur bleue ; lorsqu'on les fait bouillir pendant long-temps, ils deviennent verts, violets, purpurins, et enfin, d'un rouge jaunâtre. Les alcalis ne les précipitent pas lorsqu'ils sont purs. Le chlore les fait passer au rouge-pourpre ; mais en exposant le mélange à l'air, la couleur bleue reparaît. Mêlés avec le sulfate d'alumine et un excès d'ammoniaque, ils sont décomposés, et l'on obtient un précipité d'un bleu légèrement violet, dans lequel se trouve tout le protoxyde d'iridium. M. Vauquelin, à qui nous devons les faits que nous venons d'exposer, soupçonne, d'après cette expérience, que l'iridium est le principe colorant du saphir oriental (télésie bleue).

Des sels formés par le deutoxyde d'iridium.

491. *Hydrochlorate.* Il est rouge lorsqu'il est concentré. L'ammoniaque le transforme en un sel double, d'une couleur pourpre si foncée, qu'il ressemble à du charbon ; uni à 50 parties de *solutum* d'hydrochlorate de platine,

il le colore tellement, que si l'on précipite le mélange par une dissolution d'hydrochlorate d'ammoniaque, on obtient un précipité d'un rouge briqueté, tandis qu'il est jaune-citron, lorsqu'on agit sur le sel de platine seul. (*Voy.* p. 708.)

Hydrochlorate d'ammoniaque et d'iridium. Il peut être obtenu cristallisé; soumis à l'action du feu, il se décompose et laisse l'iridium ; il exige 20 parties d'eau à 14° thermomètre centigrade pour se dissoudre. Le *solutum* a une couleur orangée tellement intense, qu'il suffit, suivant M. Vauquelin, d'une partie de ce sel pour colorer quarante mille parties d'eau; l'ammoniaque le décolore sans le précipiter; le sulfate de protoxyde de fer, l'acide hydro-sulfurique, le fer, le zinc et l'étain métalliques le rendent blanc dans le même instant; le chlore, au contraire, fait reparaître la couleur primitive.

Hydrochlorate de potasse et d'iridium. Lorsqu'on mêle l'hydrochlorate de potasse avec l'hydrochlorate d'iridium, on obtient un sel que l'on peut faire cristalliser en octaèdres d'une couleur pourpre si intense, qu'ils paraissent noirs. Il est peu soluble dans l'eau; il décrépite au feu, se décompose, et donne pour résidu de l'iridium et de l'hydrochlorate de potasse (Vauquelin). Aucun de ces sels n'est employé.

TABLEAU *de la couleur des oxydes métalliques secs ou hydratés, et de leur solubilité dans la potasse, la soude ou l'ammoniaque.*

NOMS DES OXYDES.	COULEUR de L'OXYDE SEC.	COULEUR de L'OXYDE HYDRATÉ.	SOLUBILITÉ des hydrates dans la potasse ou dans la soude à froid.	SOLUBILITÉ des hydrates dans l'ammoniaque à froid.
1re CLASSE.				
Oxyde de silicium	blanc	blanc	soluble	insoluble.
de zirconium	*idem*	*idem*	*idem*	*idem.*
d'aluminium	*idem*	*idem*	soluble	peu soluble.
d'ytrium	*idem*	*idem*	insoluble	insoluble.
de glucinium	*idem*	*idem*	soluble	*idem.*
2e CLASSE.				
Oxyde de magnésium	blanc	blanc	insoluble	insoluble.
de calcium	blanc-grisâtre	*idem*	*idem*	*idem.*
de strontium	*idem*	*idem*	*idem*	*idem.*
Protoxyde de baryum	*idem*	*idem*	*idem*	*idem.*
Deutoxyde de baryum	gris-verdâtre	n'existe pas	*idem*	*idem.*
Protoxyde de potassium	blanc	blanc	*idem*	*idem.*
Deutoxyde de potassium	jaune-verdâtre	n'existe pas	*idem*	*idem.*
Protoxyde de sodium	blanc	blanc	*idem*	*idem.*
Deutoxyde de sodium	jaune-verdâtre	n'existe pas	*idem*	*idem.*
3e CLASSE.				
Protoxyde de manganèse	vert	blanc	insoluble	soluble.
Deutoxyde de manganèse	noir		*idem.*	
Tritoxyde de manganèse	noir		*idem.*	
Oxyde de zinc	blanc	blanc	très soluble	très soluble.
Protoxyde de fer	couleur ignorée	*idem*	peu soluble	peu soluble
Deutoxyde de fer	noir	vert foncé	*idem*	*idem.*
Tritoxyde de fer	rouge	jaune-rougeâtre	insoluble	insoluble.
Protoxyde d'étain	gris-noirâtre	blanc	soluble	*idem.*
Deutoxyde d'étain	blanc	*idem*	très soluble	soluble.
4e CLASSE.				
Oxyde d'arsenic	blanc		très soluble	très soluble.
de molybdène	bleu		insoluble	insoluble.
de chrôme	vert	vert	*idem*	*idem.*
de tungstène	bleu		*idem*	*idem.*
Protoxyde d'antimoine	blanc	blanc	très soluble	soluble.
Deutoxyde d'antimoine	*idem*	*idem*	*idem*	*idem.*
Oxyde de tellure	*idem*	*idem*	soluble	*idem.*
Protoxyde d'urane	gris-noir		insoluble	insoluble.
Deutoxyde d'urane	jaune-citron	jaune-pâle	*idem*	*idem.*
Protoxyde de cérium	blanc	blanc	*idem*	*idem.*
Deutoxyde de cérium	brun-rouge		*idem*	*idem.*
Protoxyde de cobalt	gris-noirâtre	rose	*idem*	soluble.
Deutoxyde de cobalt	noir		*idem*	
Oxyde de titane	blanc	blanc	très soluble.	
Oxyde de bismuth	blanc-jaunâtre	*idem*	insoluble	insoluble.
Protoxyde de plomb	jaune	*idem*	très soluble	*idem.*
Deutoxyde de plomb	rouge		insoluble	*idem.*
Tritoxyde de plomb	puce		*idem*	*idem.*
Protoxyde de cuivre	rouge	orangé-jaunâtre	*idem*	très soluble.
Deutoxyde de cuivre	noir	bleu	*idem*	*idem.*
5e CLASSE.				
Protoxyde de nickel	gris de cendre	vert-blanchâtre	peu soluble	soluble.
Deutoxyde de nickel	noir		insoluble.	
Protoxyde de mercure	couleur ignorée		*idem.*	
Deutoxyde de mercure	rouge-jaunâtre	jaune-serin	peu soluble	soluble
Oxyde d'osmium	blanc		soluble	*idem*
d'argent	olive foncé	olive foncé	insoluble	très soluble
6e CLASSE.				
Oxyde d'or		brun	*idem.*	soluble.
Protoxyde de platine	noir	noir	*idem*	
Deutoxyde de platine	*idem*	jaune-orangé	*idem*	soluble.

TABLEAU *des précipités formés par les alcalis, l'acide hydro-sulfurique et les hydrosulfates, dans les dissolutions salines des quatre dernières classes.*

NOMS des DISSOLUTIONS SALINES.	PRÉCIPITÉS FORMÉS par la potasse et la soude.	PRÉCIPITÉS FORMÉS par l'acide hydro-sulfurique.	PRÉCIPITÉS FORMÉS par les hydro-sulfates solubles.
Sels de manganèse au minimum.	précipité blanc.	point de précipité.	précipité blanc.
— de zinc.	*idem*	précipité blanc.	*idem.*
— de protoxyde de fer.	*idem*	point de précipité.	noir.
— de deutoxyde de fer.	vert foncé	*idem.*	*idem.*
— de tritoxyde de fer.	rouge-jaunâtre.	précipité de soufre.	*idem.*
— de protoxyde d'étain.	blanc	précipité chocolat.	chocolat.
— de deutoxyde d'étain.	*idem*	précipité jaune (1).	jaune.
— d'arsenic.		jaune	*idem.*
— de molybdène.			brun-rougeâtre.
— de chrôme.	vert		vert.
— de tungstène.			
— de columbium.			chocolat.
— de protoxyde d'antimoine.	blanc	orangé.	orangé-rougeâtre.
— de deutoxyde d'antimoine.	*idem*	*idem.*	*idem.*
— de tellure	*idem*	brun foncé.	brun foncé.
— de deutoxyde d'urane.	jaune		brun.
— de protoxyde de cérium.	blanc	point de précipité.	
— de deutoxyde de cérium.		*idem.*	brun.
— de cobalt.	bleu	*idem.*	*idem.*
— de titane.	blanc	*idem.*	noir.
— de bismuth.	*idem*	noirâtre.	noir.
— de plomb.	*idem*	*idem.*	noir.
— de protoxyde de cuivre.	jaune-orangé	brun foncé.	*idem.*
— de deutoxyde de cuivre.	bleu	*idem.*	*idem.*
— de nickel.	vert	point de précipité.	*idem.*
— de protoxyde de mercure.	noirâtre	noir.	
— de deutoxyde de mercure.	jaune-serin	*idem.*	noir.
— d'osmium.			
— d'argent.	olive foncé	noir.	noir.
— d'or.	brun	*idem.*	*idem.*
— de platine.	jaune (la soude ne le préc. pas).	point de précipité. *idem.*	brunâtre. *idem.*
— de palladium.			*idem,*
— de rhodium.	rose	point de précipité.	point de précipité (2)
— de protoxyde d'iridium.	point de précip.		

(1) A moins que l'acide hydro-sulfurique ne soit trop faible.

(2) Il faut ajouter à ce que nous venons de dire, 1° que l'acide hydro-sulfurique ne précipite aucun des sels des deux premières classes; 2° que les hydro-sulfates en précipitent seulement deux, savoir, ceux d'*alumine* et de *zircone* : le précipité est blanc; 3° que l'ammoniaque agit sur les sels qui composent ce tableau comme la potasse, excepté qu'elle précipite en blanc ceux qui sont formés par le deutoxy. de mercure; 4° enfin, que tous les sels de la première classe sont précipités en blanc par la potasse, la soude ou l'ammoniaque.

La plus légère attention suffit pour voir qu'il existe un certain nombre de dissolutions métalliques des quatre dernières classes qui sont précipitées par les hydrosulfates, et qui ne sont pas troublées par l'acide hydro-sulfurique; cependant on ne saurait énoncer ce fait d'une manière générale sans induire en erreur. M. Gay-Lussac a prouvé que l'acide hydro-sulfurique seul ne précipite pas les dissolutions métalliques ci-dessus mentionnées, lorsqu'elles sont formées par un acide fort, tel que l'acide sulfurique, nitrique, etc.; mais qu'il n'en est aucune qui ne soit précipitée par ce réactif lorsque l'acide qui la compose est faible : ainsi, les acétates, les tartrates, et les oxalates de fer et de manganèse sont partiellement décomposés et précipités par l'acide hydro-sulfurique. Ce savant a encore démontré que les dissolutions salines non précipitables par ce réactif, le deviennent lorsqu'on les mêle avec de l'acétate de potasse, qui les décompose et les transformé en acétates.

Tableau *des précipités formés par l'hydrogène per-phosphoré, l'hydro-cyanate de potasse ferruré (prussiate), et l'*infusum *de noix de galle, dans les dissolutions salines des quatre dernières classes.*

NOMS des DISSOLUTIONS SALINES.	PRÉCIPITÉS FORMÉS par l'hydrogène per-phosphoré.	PRÉCIPITÉS FORMÉS par l'hydrocyanate ferruré de potasse.	PRÉCIPITÉS FORMÉS par l'*infusum* de noix de galle.
Sels de manganèse.	point de précipité.	blanc.	point de précipité.
— de zinc.	*idem.*	blanc.	*idem.*
— de protoxyde de fer.		blanc, qui bleuit à l'air.	point de préc. (1).
— de deutoxyde de fer.		bleu clair.	violet foncé.
— de tritoxyde de fer.	point de précipité.	bleu très foncé.	violet presque noir.
— de protoxyde d'étain.		blanc.	jaunâtre.
— de deutoxyde d'étain.		blanc.	*idem.*
— d'arsenic.		blanc.	léger trouble.
— de molybdène.		brun.	brun foncé.
— de chrôme.		vert.	brun.
— de tungstène.			
— de columbium.		olive.	orangé.
— de protoxyde d'antimoine.		blanc.	blanc-jaunâtre.
— de deutoxyde d'antimoine.		blanc.	blanc-jaunâtre
— de tellure.		point de précipité.	jaune.
— de deutoxyde d'urane.		rouge de sang.	chocolat.
— de protoxyde de cérium.		blanc.	jaunâtre.
— de deutoxyde de cérium.		blanc.	jaunâtre.
— de cobalt.		vert d'herbe.	blanc-jaunâtre.
— de titane.		rouge de sang.	rouge de sang.
— de bismuth.		blanc.	orangé.
— de plomb.	blanc pulvérulent.	blanc.	blanc.
— de protoxyde de cuivre.		blanc.	olive.
— de deutoxyde de cuivre.	brun foncé.	cramoisi.	brun.
— de nickel.		vert-pomme.	blanc-verdâtre.
— de protoxyde de mercure.		blanc, qui passe au jaune.	jaune-orangé.
— de deutoxyde de mercure.	brun foncé.	blanc *idem.*	jaune-orangé.
— d'osmium.			pourpre, devenant bleu.
— d'argent.	noir floconneux.	blanc; il bleuit à l'air.	jaune-brunâtre.
— d'or.	pourpre foncé.	point de précipité.	brun.
— de platine.	flocons jaunes.	jaune-serin.	vert foncé.
— de palladium.		olive.	
— de rhodium.	point de précipité.	point de précipité.	
— d'iridium.			

(1) Le précipité ne tarde cependant pas à avoir lieu si la dissolution est en contact avec l'air.

Tableau *des principaux sels qui se décomposent mutuellement, et qui, par conséquent, ne peuvent point exister ensemble dans une liqueur.*

NOMS des DISSOLUTIONS SALINES.	SELS avec lesquels elles ne peuvent pas exister.
Sous-carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque. . .	Aucun des sels solubles de la 1re et des 4 dernières classes. Les sels de baryte, de strontiane et de chaux.
Sulfates solubles.	Les sels solubles de baryte, de strontiane, de chaux (1), de bismuth, d'antimoine, de plomb, le protonitrate de mercure.
Phosphates et borates solubles.	Les sels solubles de chaux, de baryte, de strontiane, de magnésie, d'alumine, et des oxydes des quatre dernières classes.
Hydrosulfates solubles.	Les sels d'alumine, de zircone, et des oxydes des 4 dernières classes.
Hydrochlorates solubles. . . .	Les sels solubles d'argent, de protoxyde de mercure, de plomb.
Hydriodates solubles.	Les sels solubles d'argent, de mercure, de plomb (2).

(1) Excepté le sulfate de chaux.

(2) Si les dissolutions salines dont nous parlons étaient très étendues d'eau, il pourrait se faire que quelques-unes d'entre elles ne fussent point décomposées ; on pourrait alors les trouver ensemble dans une liqueur ; mais leur décomposition aurait constamment lieu en les faisant évaporer pendant quelque temps.

TABLEAU *des sels de diverse nature qui se déposent pendant l'évaporation d'un mélange de deux dissolutions salines.* (*Voyez*, § 223, *Action des sels solubles les uns sur les autres.*) Extrait de l'ouvrage de M. Thénard.

SELS MÊLÉS.	PROPORTIONS.	PRÉCIPITÉ.	ÉVAPORATION (1). SELS provenants de la première.	SELS provenants de la seconde.	EAU MÈRE.
Nitrate de chaux. Sulfate de potasse.	1 1	Sulfate de chaux.	Nitrate de potasse. Sulfate de chaux.	Un peu de sulfate de potasse.	En petite quantité.
Idem.	1 2	*Idem.*	Sulfate de potasse. Sulfate de chaux.	Nitrate de potasse. Sulfate de potasse. Sulfate de chaux.	En très petite quantité.
Idem.	2 1	*Idem.*	Sulfate de chaux. Nitrate de potasse.	Nitrate de potasse. Très peu de sulfate de chaux.	Abondante (2).
Sulfate de soude. Nitrate de chaux.	1 1	*Idem.*	Nitrate de soude.	Nitrate de soude.	Abondante (3).

(1) Après avoir soumis la dissolution à l'action du feu pendant un certain temps, on la laisse refroidir, afin d'en obtenir des cristaux; puis on décante la liqueur surnageante, qu'on soumet de nouveau à l'action du feu, etc.; il en résulte donc des évaporations successives : ce sont ces évaporations qui sont désignées sous le nom d'*évaporations première, seconde*, etc.

(2) Composée de nitrate de chaux et de nitrate de potasse.

(3) Composée vraisemblablement de sulfate et de nitrate de soude.

TABLEAU *des sels doubles formés par les sels à base d'ammoniaque, de potasse ou de soude, et par un autre sel du même genre.*

Sels ammoniacaux.	Tous les sels de magnésie.	
	Les sels solubles de manganèse.	Peu solubles.
	de zinc.	
	de cobalt.	
	de cuivre.	
	de nickel.	
	de deutox. de merc.	
	de platine.	
	de rhodium.	
	de palladium.	
Sels de potasse.	Les sels solubles de nickel.	Peu solubles.
	de palladium.	
	de rhodium.	
	de platine.	
	d'or.	
Sels de soude.	Les mêmes que ceux qui s'unissent aux sels de potasse.	Très solubles.

Tableau de quelques autres sels doubles.

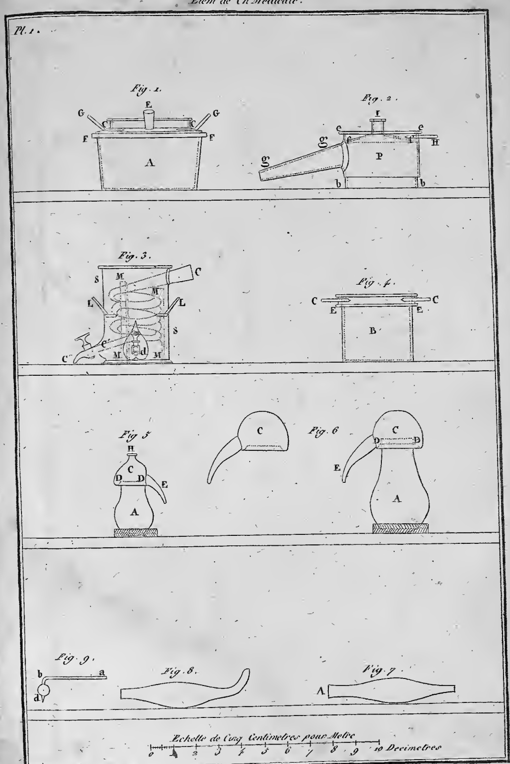
Les sulfates.	d'alumine et d'ammoniaque.	Alun.
	d'alumine et de potasse.	Alun.
	de potasse et d'ammoniaque.	
	de potasse et de magnésie.	
	de potasse et de fer.	
	de potasse et de cérium.	
	de soude et d'ammoniaque.	
	de soude et de magnésie.	
	de nickel et de fer.	
	de zinc et de fer.	
	de zinc et de cobalt.	
Les hydro-chlorates.	de deutoxyde de mercure et de soude.	
	d'ammoniaque et de fer.	
	d'ammoniaque et de plomb.	
	d'étain et de plomb.	
Les phosphates.	de soude et d'ammoniaque.	
	d'ammoniaque et de fer.	
	de chaux et d'antimoine.	
Les hydro-phtorates.	de potasse et de silice.	
	d'alumine et de soude.	

FIN DE LA PREMIÈRE PARTIE.

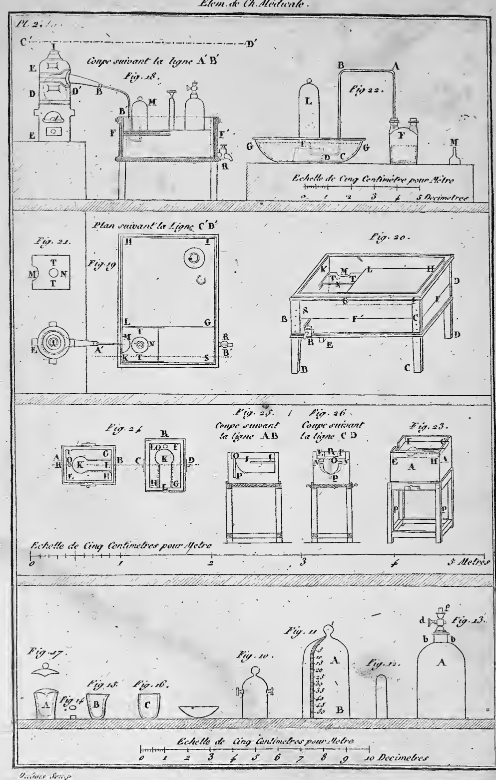
ERRATA.

Pag. 153, ligne 14; au lieu de *quelques-uns des*, lisez *quelques-uns de.*
P. 234, ligne 23; au lieu de *et des atomes*, lisez *et de 5 atomes.*
P. 246, ligne 13; au lieu de *de deux acides*, lisez *des deux acides.*
P. 258, ligne 26; au lieu de *hydrobrominique*, lisez *hydrobromique.*
P. 274, ligne 10; au lieu d'*étudié*, lisez *étudiée.*
P. 301, ligne 1re; au lieu de *deux oxydes*, lisez *deux bases.*
P. 309, ligne 18; au lieu de *qui ne peuvent pas en décomposer d'autres*, lisez *qui ne peuvent en décomposer d'autres que partiellement.*
P. 314, ligne 5; au lieu de *insuble*, lisez *insoluble.*
P. 316, ligne 17; au lieu de *de baryte et de strontiane, dont*, lisez *et de baryte, dont.*
P. 322, ligne 22; au lieu de *aulfureux*, lisez *sulfureux.*
P. 331, ligne 29; au lieu de *hydrochlorate solide*, lisez *hydrochlorate desséché et transformé en chlorure.*
P. 335, ligne 30; au lieu de *carbonique. D'après*, lisez *carbonique, d'après.*
P. 336. ligne 31; au lieu de *fils, ces*, lisez *fils; ces.*
P. 338, ligne 18; au lieu de *dissout*, lisez *dissous.*
P. 339., ligne 1re; au lieu d'*ammonaiaque*, lisez *ammoniaque.*
P. 340, ligne 27; au lieu d'*hydropthorique de silice*, lisez *d'hydrophtorique et de silice.*
P. 353, ligne 25; au lieu de 2, 3, lisez 2, 5.
P. 355, ligne 33; au lieu de *convertit*, lisez *converti.*
P. 384, ligne 3; au lieu de *phosphore se la*, lisez *le phosphore la.*
P. 432, ligne 19; au lieu de *potassium mis*, lisez *potassium. Mis.*
P. 514, ligne 4; au lieu de *pris*, lisez *puis.*
P. 546, ligne 22; au lieu de *jaunes*, lisez *jaune.*
P. 574, ligne 27; au lieu de *contiennent de l'arsenic*, lisez *contiennent de l'arsenic, à moins que ces produits n'aient été obtenus avec le sulfure d'antimoine du département de l'Allier, qui ne renferme pas d'arsenic.*
P. 578, dernière ligne; au lieu de *deutoxyde*, lisez *peroxyde.*
P. 594, ligne 4; au lieu de *deutoxyde*, lisez *peroxyde.*
P. 689, ligne 26; au lieu de *sel il est*, lisez *sel est.*
P. 692, ligne 19; au lieu de *le carbone, le soufre et l'azote*, lisez *le carbone et l'azote.*
P. 693, ligne 1re; au lieu de *l'hydrochlorate*, lisez *hydrochlorate.*

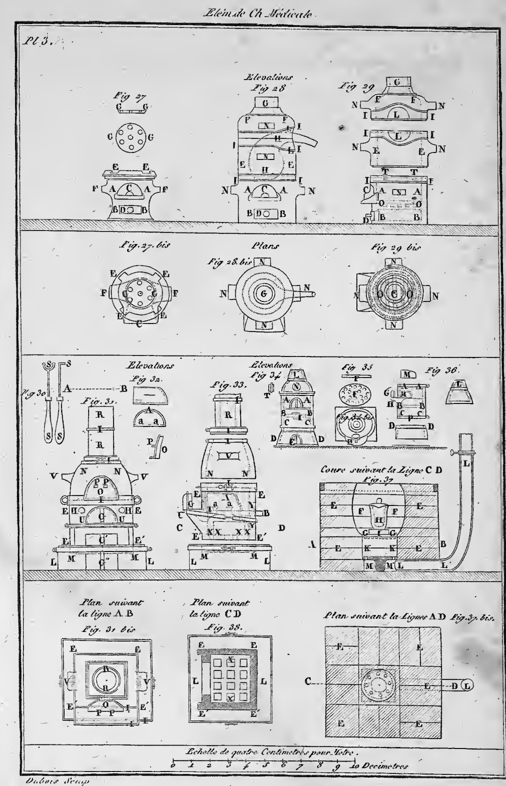


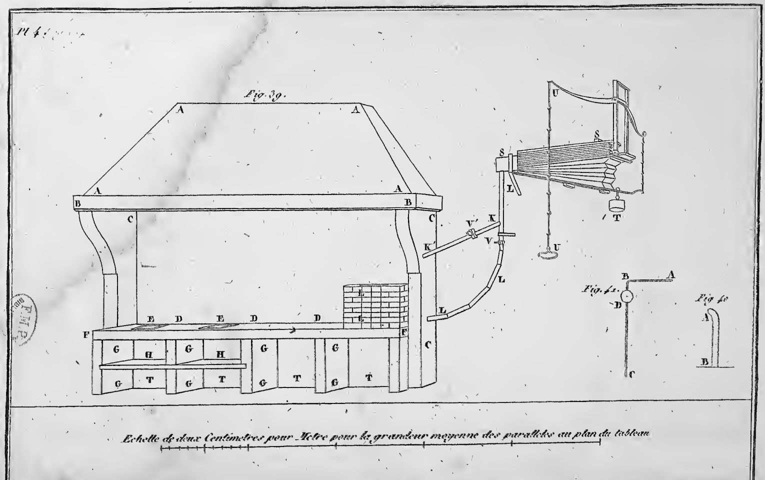


Pl. 1.
Fig. 1.
E
G
G
C
C
F
F
A
Fig. 2.
I
e
e
f
f
H
g
g
P
b
b
Fig. 3.
S
M
C
M
L
L
S
C'
C''
M
d
M
Fig. 4.
C
C
E
E
B
Fig. 5
H
C
D
D
E
A
C
Fig. 6
C
D
D
E
A
Fig. 9.
b
a
d
Fig. 8.
Fig. 7.
A
Echelle de Cinq Centimetres pour Metre
0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 Decimetres



F.N.P. BIBLIOTHÈQUE

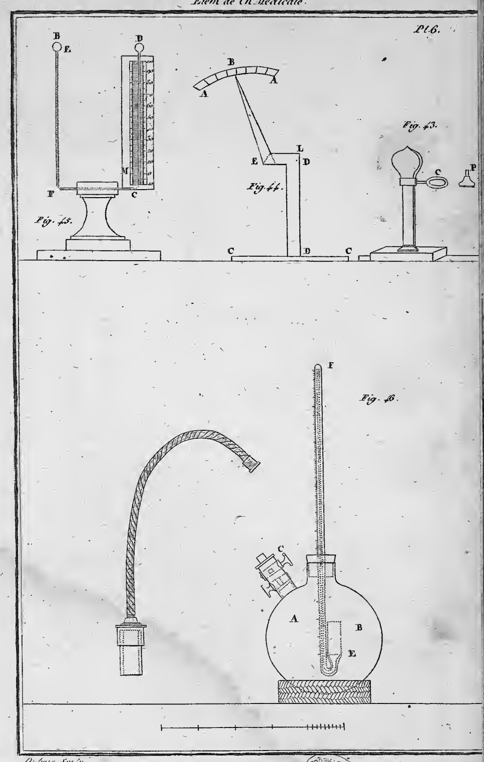

Pl. 3.
Elevations
Fig. 27
Fig. 28
Fig. 29
Plans
Fig. 27. bis
Fig. 28. bis
Fig. 29 bis
Elevations
Fig. 30
Fig. 31.
Fig. 32.
Fig. 33.
Elevations
Fig. 34
Fig. 35
Fig. 36.
Coupe suivant la Ligne C D
Fig. 37
Plan suivant la ligne A B
Fig. 31 bis
Plan suivant la ligne C D
Fig. 38.
Plan suivant la Lignes A D Fig. 37. bis.
Echelle de quatre Centimetres pour Metre.
0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 Decimetres
Dubois Sculp.


Pl. 4.
Fig. 39.
A
A
A
A
B
B
C
C
C
D
D
D
E
E
F
F
G
G
G
G
G
G
G
H
H
T
T
T
T
K
K'
V
V'
L
L
L
L
L
S
S
T
U
U
Fig. 41.
A
B
D
C
Fig. 40
A
B
Echelle de deux Centimètres pour Mètre pour la grandeur moyenne des parallèles au plan du tableau

Pl. 5.

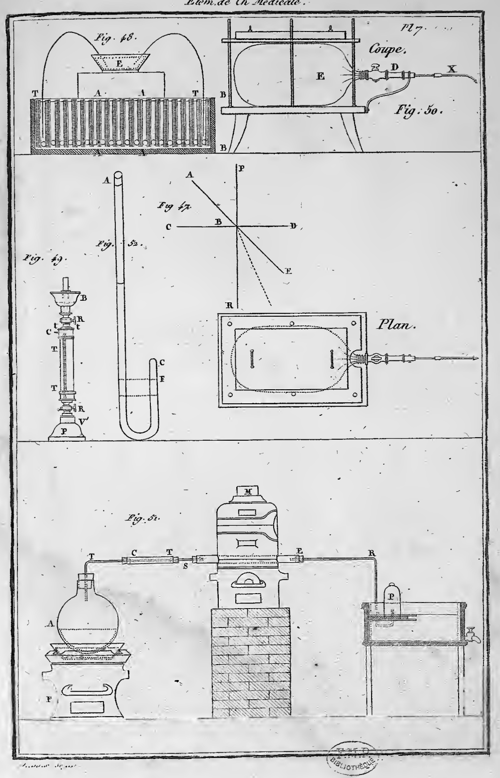
Fig. 42.

t
s
A
D
F
g
P
P
c
o
f
B
D
r

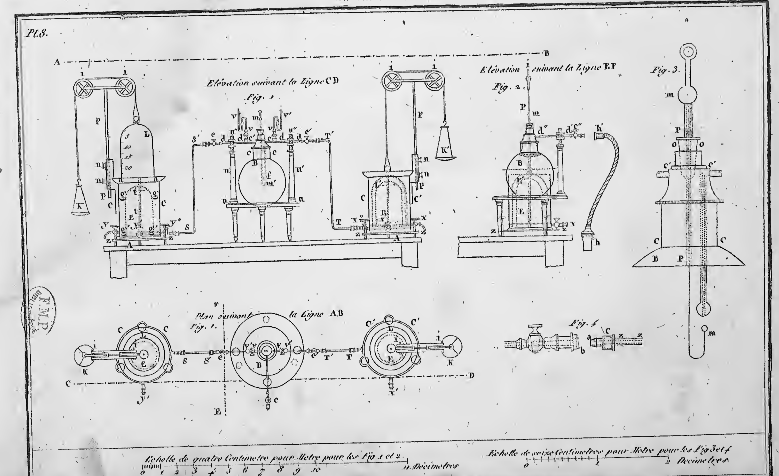


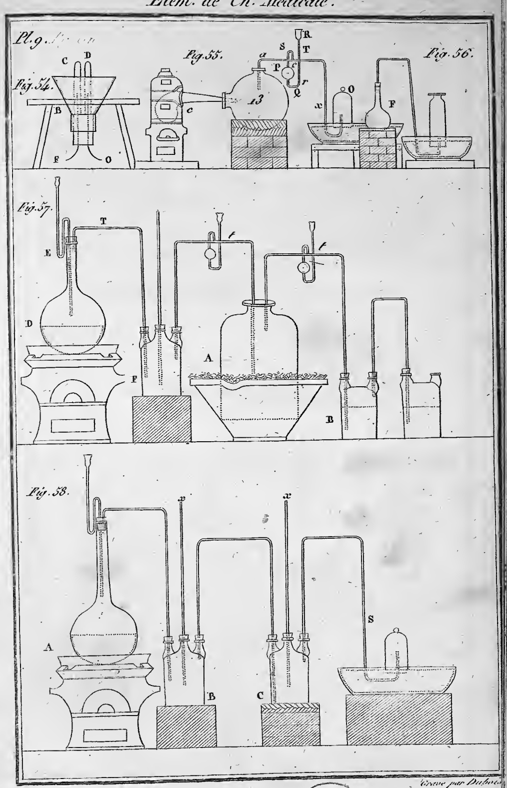
Dubois Sculp.

BIBLIOTHÈQUE P.M.P.

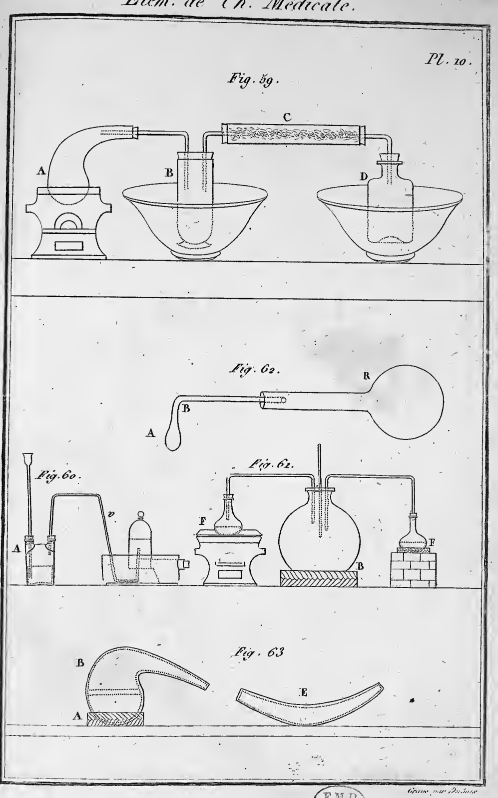


BIBLIOTHÈQUE


Pl.8.
Elévation suivant la Ligne CD
Fig. 1
Elévation suivant la Ligne EF
Fig. 2.
Fig. 3.
Plan suivant la Ligne AB
Fig. 1.
Fig. 4
Echelle de quatre Centimetre pour Metre pour les Fig. 1 et 2.
0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11. Décimetres
Echelle de seize Centimetres pour Metre pour les Fig. 3 et 4
0 1 2 Decimetres



F.M.P.
BIBLIOTHÈQUE



F.M.P. BIBLIOTHÈQUE

Pl. 11.

Fig. 64.

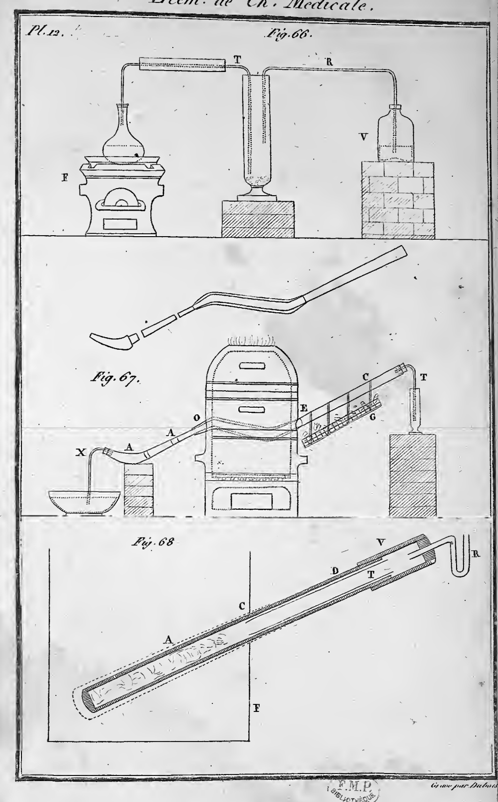
T T X O C F

Fig. 65.

S X A L R C F M

F.M.P. BIBLIOTHÈQUE

Gravé par Dubois



F.M.P
BIBLIOTHÈQUE